y

Cours de Chimie minérale

— 1845 — (Jardin des Plantes)

Professeur Mr Gay-Lussac

Cours continué par Mr E. Fremy suppléant

Paul Blondeau

11 Mars. 1re Leçon.

Definition — La *Chimie* est une science qui a pour objet de rechercher, si tous les corps sont formés d'une seule matière, ou bien s'ils en renferment plusieurs.
— Elle reconnait si ces corps sont simples ou composés, si ces corps sont formés d'élémens constituants, et après avoir isolé ces élémens, elle les rassemble et très souvent recompose le corps.
La Chimie ayant pour résultat la connaissance intime des corps, elle éclaire toutes les autres sciences; et on en a fait de nombreuses applications aux arts industriels et à la société.

On doit parmi les corps de la nature, établir trois grandes divisions basées sur les caractères extérieurs des corps ainsi on aura Les Minéraux, les Végétaux, les animaux.

Division des Corps en trois classes

Les Minéraux sont des masses inertes qui sont formés de parties homogènes unies par la juxtaposition.

Les Végétaux. Sont des êtres organisés fixés au sol par leurs racines, se nourrissant par intussusception au moyen des racines et des feuilles

Les Animaux sont aussi des êtres organisés, ils se nourrissent aussi par intussusception mais de plus ils sont doués de la Sensibilité et du mouvement que n'ont ni les minéraux ni les végétaux.

Les Minéraux sont très nombreux, ils constituent la masse entière du globe, autour duquel ils forment une couche de l'Epaisseur de cinq à dix lieues. les minéraux seuls vivent indépendans du milieu dans lesquels ils se trouvent.

Les Végétaux et les Animaux dépendent des milieux dans lesquels ils se trouvent; ces milieux sont: L'Air, l'Eau, la Lumière, La Chaleur.

La Chimie s'occupe de l'étude de tous les corps en général ainsi dans les minéraux elle étudie toute la masse du corps parcequelle n'étudie que toutes les particules de matière homogène. Dans les végétaux et les animaux qui sont composés de parties hétérogènes, elle n'étudie que tout ce qui est de nature homogène.

ainsi dans le Végétal la Pomme de terre, elle étudiera l'amidon qui est une des parties constituantes de ce tubercule, après l'en avoir séparée dans le fruit du Citronnier, elle étudiera

l'huile, et puis l'acide citrique qu'on extrait du suc de ce fruit.

Dans les Animaux elle étudiera séparément la partie osseuse, la graisse, les liquides, les fibres etc. et en cela elle est très utile à l'Anatomie qui apprend à connaître les organes des animaux, et à la Physiologie qui fait connaître les fonctions des êtres en vertu même de leur organisation — aussi ces deux sciences sont-elles inséparables

Etude des Corps

Dans l'Etude des Corps il faut d'abord distinguer chaque corps par les apparences qui les rendent différents les uns des autres. il faut en un mot donner le signalement de chacun de ces corps.

Dans les Minéraux on remarque toujours la cristallisation. Dans les Végétaux et les animaux l'organisation est toujours très complexe.

Après avoir distingué un corps d'un autre par les propriétés extérieures il faut alors le nommer et pour cela, connaître les éléments de ce corps, et puis reconstituer le corps qui a fourni ces éléments. Quand on a une fois désorganisé les Végétaux ou les animaux on ne peut plus les reconstituer.

Quand on vient à étudier les Minéraux on reconnait bientot qu'ils sont soumis à des causes tout à fait particulières; ainsi la Chaleur exerce sur eux une grande influence, d'abord la matière s'agite, puis les élémens se séparent, dans d'autres cas au contraire les élémens s'agglomèrent.

Les différentes causes qui exercent leur influence sur les minéraux sont la Chaleur, la Lumière l'Electricité.

Etablir les Caractères extérieurs d'un corps pour le distinguer des autres corps, et étudier l'action que les agents exercent sur lui — ainsi quand on soumet le bois à l'action de la Chaleur, on obtient du charbon, de l'eau, des fluides élastiques. La Chaleur désorganise le végétal, en sépare les élémens et même en forme de nouveaux —

l'Electricité est employée dans la désorganisation et la réorganisation des élemens des corps —

la Lumière a aussi une grande influence sur les corps

Corps impondérables

Ces causes sont appelées agents forces, parceque jusqu'à présent ils n'ont pu être pesés ce sont des corps impondérables. C'est nécessaire de connaître ces agents en eux mêmes et aussi de connaitre leur action sur les corps.

la Chaleur appliquée et convenablement ménagée sur ces corps produit d'abord leur Dilatation ensuite s'ils sont solides leur Fusion si l'action est prolongée elle les change en vapeurs. Exemple l'Eau —

ces modifications rentrent dans les Effets physiques parceque la nature du corps n'est en cela aucunement altérée.

Il y a des milieux absolument nécessaires à la vie des Végétaux l'Eau est un de ces milieux — comme l'air est un milieu absolument nécessaire, aux animaux et aux végétaux

En Chimie on commence toujours par envisager les corps, ainsi, un corps étant donné comment reconnaître quelle est sa constitution — Il faut d'abord dire ce qu'est un corps —

Corps. Un Corps est tout ce qui est matériel tout ce qui frappe nos sens, doué de la Pesanteur, et de l'Impénétrabilité — un corps doit être considéré comme formé de petites particules qui par leur réunion constituent ce corps. Si on les divise même en une très grande proportion ces particules on remarque que tous ces morceaux ont exactement la même forme et peut même avoir encore

à l'analogie quand les particules sont parvenues à un tel état de ténuité qu'elles deviennent invisibles à l'œil et aux moyens accessoires. On peut par la pensée concevoir toutes ces particules réunies les unes aux autres et alors le corps sera reconstitué. Ainsi le sel marin qui cristallise en [illegible] si on vient à le diviser même extrêmement, les particules même les plus ténues auront encore la forme cubique. Le spath fluor peut être divisé en lames extrêmement minces mais que toutes auront la même forme.

On peut l'étendre de ces corps cristallisés aux corps qui ne le sont pas, et qui ont reçu le

corps amorphe

nom de corps amorphes

Quand on casse un morceau de soufre, ce corps ne semble pas être formé de parties régulières, mais si après avoir fait fondre du soufre dans un creuset on le laisse refroidir lentement il se forme une croûte qui peut avoir un pouce d'épaisseur. Si on vient à percer cette croûte quand il y a encore un peu de matière liquide après avoir fait écouler ce liquide, on remarque que ce corps en se refroidissant a pris une forme cristalline, en aiguilles qui se dirigent dans tous les sens. Mais si on n'avait point fait écouler ce liquide ces cristaux se seraient

entièrement formés, et à cause de leurs directions, ils se serarent enchevêtrés les uns dans les autres de manière à former une masse confuse n'ayant aucune apparence cristallisée ce corps alors parait amorphe. Une gelée, qui alors est la glace n'offre point une masse régulière; cependant le givre et la neige offrent des cristallisations extrêmement variées —

Systeme mollecutaire

Quand on considère un corps comme étant formé de particules extrêmement petites toutes étant pesantes et impénétrables, c'est là le Système molléculaire.

Les molécules sont des particules extrêmement petites et même divisibles à l'infini, et qui sont homogènes à celles qui les entourent.

Atome

Le mot atome employé aussi pour désigner les particules d'un corps, est synonyme de mollécule quelquefois aussi on considère un atome comme une réunion de mollécules.

Chaque corps se distingue par sa nature particulière. Ainsi le cuivre, l'argent, seront composés chacun d'une infinité de mollécules intégrantes qui par leur réunion reproduiront le corps qui les aura produites.

aussi le Soufre et l'Argent sont ils appelés des

corps simple — Corps simples c'est-à-dire des corps, desquels dans l'Etat actuel de nos connaissances, l'on ne peut séparer deux matières —

corps composé — Un corps composé sera par exemple un corps formé par la réunion de deux corps différents par exemple le sulfure d'argent formé par la réunion de Soufre et d'argent. si l'on veut diviser ce corps on le divise en particules homogènes et identiques au corps qui les a produites —

les mollécules sont toujours des mollécules intégrantes seulement elles sont simples ou composées selon qu'elles appartiennent à des corps simples ou composés —

Le même corps peut être solide, liquide ou fluide élastique — l'eau est l'exemple le plus frappant. tous ces différens états ne sont que des états physiques. un corps est plus ou moins fluide, plus ou moins liquide

Les mollécules des corps sont unies entre elles par une force qui exige un assez grand effort pour les séparer, plus la résistance est grande plus aussi ce corps est solide — quand un corps est en vibration il y a un déplacement de ses mollécules quoiqu'il soit extrêmement petit —

Les liquides sont doués d'une très grande mobilité

A raison de cette mobilité les corps jouissent d'une très grande facilité de transmission du mouvement. Certains corps sont plus ou moins liquides que les autres — les Fluides élastiques ont une excessive mobilité, ils se distinguent des liquides en ce que leurs molécules tendent à s'échapper, mais elles peuvent aussi être concentrées dans des espaces très petits. On rend cet effet sensible en plaçant sous le récipient d'une machine pneumatique, une vessie contenant un peu d'air si on vient à faire le vide l'air se dilatant fait gonfler la vessie quand on permet à l'air de rentrer aussitôt la vessie se déprime —

L'eau peut être considérée comme étant formée de molécules extrêmement petites mais dans un état particulier. La vapeur est également formée de molécules semblables à celles de la glace et de l'eau liquide — mais elle est alors soumise dans un état nouveau de répulsion, si cette cause est soustraite les molécules qui constituent l'eau à l'état gazeux se réunissent et forment un corps solide, de là le givre, la neige —

Dans tous les corps il existe une force qui s'oppose à la séparation des molécules

elle agit par attraction entre les mollécules,

Force attractive cette force est la *Force attractive*

Dans tous les corps solides il existe une force attractive variable suivant les corps –
cette resistance existe aussi dans les liquides et elle s'exerce aussi entre les liquides pour les solides ainsi l'eau l'alcool l'ether adherent plus ou moins a une baguette de verre ou si on la plonge dans un de ces liquides –.
cette attraction n'exerce pas son influence a des distances sensibles cette attraction est variable elle est moindre dans l'alcool que dans l'eau, et dans l'ether que dans l'alcool
Dans les Fluides elastiques il y a repulsion au lieu d'attraction elle yest nulle, Elle est plus faible dans les liquides que dans les Solides.
Dans un corps il peut exister plusieurs forces attractives qui par leur reunion donnent une resultante.
Les forces attractives prennent differens noms. selon que le corps est simple ou composé –
Quand cette force lie entre elles les mollécules homogènes d'un corps simple ou composé elle

Cohésion prend le nom de Cohésion ou attraction mollé-culaire –

Dans une mollécule complexe la force

l'attraction entre mollécules hétérogènes, est une attraction du même ordre, cette attraction entre

Affinité. mollécules hétérogènes prend le nom d'Affinité

Ces deux forces Cohésion et Affinité existent toujours ensemble, quand le corps est composé. l'attraction des mollécules solides entr'elles, des mollécules liquides entr'elles, et des mollécules ~~liquides~~ solides pour les mollécules liquides est incomparablement plus forte que l'action de la Pesanteur qui sollicite ces mollécules; ainsi un fil de fer soutiendra une masse très forte, et les mollécules de la goutte d'Eau au bout retiennent parfaitement entr'elles

13 mars. 2me leçon

Il y a plusieurs manières de reconnaître les corps. La Première Etude que l'on doit faire d'un corps, est de le nommer et le définir. on parvient à ce but en y cherchant à y reconnaître l'Ensemble de deux espèces de Propriétés bien distinctes 1: les Propriétés physiques 2: les Propriétés Chimiques.

Les Propriétés Physiques des corps sont celles qui font que quelque soit l'Etat d'un corps sa pesanteur ne change pas ainsi 1 kilog: de Glace aura également le même

[illegible] quand elle aura été fondue en un moule —
Propriétés physiques d'un corps sont celles qui résultent
d'expériences auxquelles ce corps aura été soumis et
qui ~~changent ses apparences~~ sans changer
sa composition — ainsi la ténacité d'un corps; ce
sont aussi les apparences qui ne sont pas le
résultat d'une altération dans la nature propre
de ce corps — ainsi ce corps sera solide, liquide
ou à l'état de fluide aériforme ou élastique
Les Propriétés Chimiques d'un corps sont
celles qui sont le résultat d'une altération quel-
-conque dans sa nature intime.
Quand on a une fois bien déterminé toutes
ces propriétés alors on nomme le corps —
ainsi le Soufre est solide, jaune, fragile, d'une
texture non cristalline d'une densité qui est
deux fois aussi forte que celle de l'eau à peu près.
La chaleur le fond à une température donnée
voici les Propriétés Physiques. Quand ce corps
est fondu et parvenu à un certain degré de chaleur
il brûle avec une flamme bleue laquelle flamme
est donne naissance à de l'acide sulfureux parce
que alors le soufre en cet état se combine avec
l'oxygène de l'air pour donner naissance à cet acide
voilà les propriétés chimiques. Ainsi le soufre
pourrait être reconnu par ces deux caractères de

bruler avec une flamme bleue et de donner naissance au acide sulfureux comme produit de cette combustion — le soufre est le seul corps qui possède ces propriétés.
Les propriétés d'un corps sont toutes également sensibles, parceque toutes sont le résultat de sa nature intime. On ne peut étudier ces propriétés toutes aussi parfaitement; mais on peut aussi faut étudier leurs différentes modifications.
Les Principales propriétés des Corps sont:
1° L'Etat. de chacun de ces corps pris d'une manière générale ce corps est ou solide, ou liquide ou gazeux.
2° la Forme de ce corps quand elle existe, la déterminer et même mesurer ce corps, ainsi quand ce corps est cristallisé mesurer les angles des cristaux et les bien déterminer. On ne peut évidemment bien déterminer la forme des corps non cristallisés.
3° La Couleur est une propriété essentielle quand à la nature du Corps, mais elle n'est utile que comme point de comparaison; ce caractère n'est point d'une importance absolue car cette couleur peut elle même varier sans que le corps change pour cela; et cette couleur peut être vue

différemment par plusieurs personnes, ainsi les uns verront bleu, quand les autres verront vert. Le Soufre sec et le Soufre fondu n'ont point du tout le même aspect. L'un, le soufre sec est jaune, et le soufre fondu est d'un rouge brun. Cette différence de couleur, dépend de l'État des mollécules des corps, les unes par rapports aux autres.

4° La Densité est un caractère facile à observer dans les corps, et qu'on mesure très bien au moyen de la balance; cette densité est encore sujette à variations, parcequelle peut dépendre de l'État réciproque des mollécules. L'acier trempé a une densité très sensiblement moindre de l'acier qui n'a pas été trempé. C'est que par l'action de la trempe les mollécules de ce corps changent de place.

5° La Dureté est le résultat de l'attraction molléculaire, de la Cohésion. Quand un corps raye un autre corps quand il le pénètre on le dit plus dur que ce corps. Mais cette propriété n'est encore point facile à mesurer, car on sait bien que l'acier est plus dur que le fer, et le fer lui même plus dur que le Plomb. Mais on ne peut dire de combien est cette différence de Dureté.

6° La Ténacité est encore une propriété qui résulte de la Cohésion, on la mesure par les

traction que des poids exerçant sur les corps qui ont été tirés en fils. cette mesure est faite pour les métaux et les corps fibreux qui peuvent être tirés en fils d'une certaine longueur — car tous les corps ne sont pas susceptibles d'être tirés en fils — le verre cependant peut être tiré en fils — mais il n'ont qu'une très faible tenacité.

7º La Fragilité dépend aussi du plus ou moins de dureté des corps. un corps peut être ploié et un autre corps ne pas l'être, ainsi le Cuivre peut être plié et le verre qui n'a pas été tiré en fils ne peut être plié. le Diamant quoique étant le corps le plus dur est cependant très fragile sous le marteau. tant que les corps n'éprouvent pas de déplacement même très petit de leurs molécules le corps résiste au choc. mais dès qu'il y a un déplacement même très petit des molécules par une cause quelconque, le corps est alors très fragile

8º La Solubilité plus ou moins grande des corps dans l'Eau ou tout autre liquide est encore un caractère distinctif

puis viennent la Saveur, l'odeur qui sont encore des caractères essentiels.

La Fusion est encore un caractère des corps, ainsi un corps fond ou ne fond pas, il se volatilise ou ne se volatilise pas; tous les différens degrés de fusion et de volatilisation se mesurent très facilement au moyen du thermomètre. Il faut aussi remarquer rol'action de fusion ou de volatilisation d'un corps le fait changer d'état ainsi le résultat de la fusion du soufre est la transformation de ce corps en acide sulfureux.

Dans l'Etude des Corps il faut observer un certain ordre. Il faut d'abord marcher du simple au composé.

un corps sera simple, ou, composé; Il faudra d'abord étudier les Corps simples puis étudier les corps composés, qui résultent toujours de la combinaison des corps simples entr'eux.

Il faut commencer par Etudier les corps simples et séparément pour leur donner à chacun un nom particulier.

La Chimie considère les rapports qui existent entre chacun des corps, mais procédant toujours du simple au composé, on commence toujours par étudier les rapports les plus simples qui sont alors les composés binaires, puis on étudie les composés ternaires, quaternaires etc.

Il faut aussi associer les corps entre eux par leurs plus grandes ressemblances, résultant de leurs propriétés, et former ainsi des familles et des classifications naturelles.

Les Corps simples connus jusqu'à présent sont placés dans l'ordre qui suit mais cet ordre est absolument arbitraire.

Hydrogène	Silicium	Cobalt
Oxigène	Potassium.	Nickel
Azote	Sodium	Cadmium
Fluor	Lithium	Uranium
Chlore	Baryum	Etain
Brôme	Strontium	Antimoine
Iode	Calcium	Bismuth
Sélénium	Magnésium	Plomb
Soufre	Glucinium	Cuivre
Tellure	Aluminium	Mercure
Arsenic	Zirconium	Argent
Phosphore	Yttrium	Palladium
Carbone	Thorinium	Rhodium
Bôre	Cerium	Platine
Chrôme	Vanadium	Iridium
Molybdène	Manganèse	Osmium
Tungstène	Zinc	Or
Titane	Fer	
Tantale	Lanthane	

De l'Hydrogène

L'Hydrogène est un corps simple qui fut autrefois appelé air inflammable, plus tard on le nomma hydrogène (ὕδωρ γείνομαι generateur de l'eau) parce qu'il constitue un des élémens de l'Eau.

Etat. C'est un fluide élastique, permanent à toutes les températures et à toutes les pressions, car pour le liquéfier on a dépassé 100°–0 et plus de 1000 ~~atm~~ atmosphères de pression.

Propriétés Physiques. il est sans couleur, élastique (très dilatable et très compressible) et n'a aucune saveur ni aucune odeur quand il est pur. il est le plus léger de tous les corps car sa densité est de 0,0688 celle de l'air étant prise comme 1. il est 14 fois ½ plus léger que l'air dans les mêmes circonstances de température et de pression. 11191 fois plus léger que l'Eau et 152,000 fois plus léger que le mercure. il est le plus subtil de tous les corps aussi les vases qui le renferment doivent-ils être très compactes. Un litre de ce corps pèse 0gr,0893.

Il est inflammable et le produit de sa combustion est de l'Eau – mais il faut pour l'enflammer que la température soit celle de la flamme ou du rouge ardent, cette température peut être évaluée à 600°+0 – à 500°+0 il ne s'enflammerait pas

Il produit en brulant une très grande quantité de Chaleur; car 1 Kilogr. de ce corps peut en brulant élever de 1 degré une quantité de gaz évaluée à plusieurs mille Kilogrammes.
Ce gaz ne peut être respiré, car il ferait par déterminer des accidents graves et même la mort au bout de quelques inspirations. Il sert comme élement de combustion.
L'Hydrogène est peu soluble dans l'Eau, car 100 parties de ce liquide dissolvent 1 partie ½ de ce corps gazeux ce qui ferait en poids pour 1 partie d'Eau, 0,00000134 parties d'Hydrogène

Préparation
1.r Procédé — Pour préparer ce corps il y a plusieurs procédés, un de ces procédés consiste à obtenir de l'Eau par la décomposition de la vapeur de l'alcool(?) qu'on fait passer sur corps en copeaux et placé dans un tube de porcelaine entouré de charbons ardents. Cette vapeur d'Eau est composée d'Oxygène et d'Hydrogène (1/10 en poids) le Fer rouge s'empare de l'Oxygène pour se combiner avec lui, et l'Hydrogène devenu libre passe à travers le tube et va se rendre sous une éprouvette pleine d'Eau renversée sur la Cuve — ($Fe + HO = FeO + H$).



15 Mars 3me leçon

Il existe un second procédé de préparation du gaz Hydrogène: on obtient ce corps par la décomposition de l'Eau dont il est un des élémens constituants. On décompose ce liquide au moyen d'un métal. Le choix de ce métal n'est pas indifférent, il faut qu'il soit très combustible. Exemple le Zinc le Fer, l'Etain — le Zinc est le métal qu'on emploie le plus ordinairement. Si on laissait le métal et l'Eau seule, en contact a froid, il y aurait une décomposition du liquide mais elle serait très lente. Si l'Eau était en Ebullition la décomposition marcherait plus vite mais cependant encore trop lentement. Pour accélérer cette décomposition de l'Eau on introduit dans ce liquide un corps dont le principal rôle est de s'emparer de l'oxide au moment même de sa formation, et de faciliter ainsi la décomposition de l'Eau puisque les surfaces du métal se renouvellent alors continuellement. On verse alors l'acide sulfurique. L'Eau étant décomposée il se ~~forme~~ dégage de l'Hydrogène et il se forme du sulfate de Zinc ($HO+Zn+SO^3=SO^3ZnO+H.$) En raison de sa grande légèreté ce gaz a été longtemps employé pour gonfler les aérostats.

Historique. On connaît ce corps depuis un temps assez long, il a été connu de Van Helmont en 1764 et il fut en 1766 examiné par Cavendish qui en fait connaître les propriétés et qui constata que ce corps quoique inflammable éteint les corps en combustion.

Oxigène

L'Oxigène est un fluide élastique connu d'abord sous le nom de air vital, air pur, air déphlogistiqué. Il est sans couleur transparent élastique permanent, résistant aux plus grands froids et aux plus grandes pressions. Sans saveur, sans odeur, sa Densité est de 1,1026. un litre de ce gaz pèse 1gr,4318 – l'eau en dissout une petite quantité égale à 0,042.

Propriétés phys:

État: Il existe dans tous les corps de la nature surtout dans les eaux, et principalement dans les eaux de puits et de sources. on le chasse de ces liquides par le vide ou l'ébullition –

l'Oxigène jouit de deux propriétés bien remarquables il est éminemment utile à la combustion, en effet il rallume les corps qui ne présentent qu'un point en ignition et les fait brûler d'autres vif éclat. Il brûle de même le fer deux ~~plein~~ ~~qu'il~~ ~~[illegible]~~ très mince assez mince et ~~[illegible]~~ en spirale y est plongé avec un morceau d'amadou allumé – cette combustion

du fer dans l'oxigène est fort belle elle se fait avec un éclat de lumière que l'œil a peine à supporter.

L'Oxigène est éminemment utile à la respiration, dans ce gaz elle se prolonge cinq fois plus que dans l'air atmosphérique, on a dit jusqu'à présent que dans l'oxigène la respiration et la vie étaient accelerées, mais le contraire a été bien constaté, la respiration et la vie sont prolongées de beaucoup.

C'est le seul corps qui soit respirable aussi est-ce à lui que l'air doit sa propriété d'être employé à la respiration; il en a aussi fallu permettre aux personnes de respirer parce qu'il renferme 0,04 d'oxigène —

quand on combine l'Oxigène avec l'Hydrogène il se forme de l'Eau.

Pour préparer ce corps on prend beaucoup de corps qui le renferment et on l'en dégage par la chaleur —

1°. Le Precipité per se des anciens alchimistes exposé à l'action de la Chaleur dans une cornue se décompose en mercure qui reste au fond de la cornue et en Oxigène qui se dégage —

2°. le procédé le plus usité dans les laboratoires et au moyen duquel on obtient l'oxigène dans un grand état de pureté est la décomposition par la chaleur, du Chlorate de Potasse

qui se décompose à une chaleur qui n'est pas très élevé. ($ClO^5KO = ClK + 6O$)

Historique — Ce corps fut découvert par Priestley qui fut conduit à cette découverte par un chimiste français Bayen qui avait répété l'expérience des alchimistes qui consistait à décomposer le précipité per se à l'aide de la chaleur. Bayen eut l'idée de recueillir cet air qui se dégageait et constata qu'il était plus pesant que l'air athmosphérique. Priestley qui alors était à Paris fit grande attention aux mémoires de Bayen et ayant acheté chez Cadet tout le précipité per se qu'il put trouver il alla en Angleterre son pays répéter les expériences de Bayen, il eut l'idée de plonger dans cet air des allumettes enflammées et y constata non seulement une plus grande force de combustion, mais encore la faculté de rallumer les allumettes présentant encore un point en ignition. C'est à partir de ces expériences faites à Londres en 1764 qui date une nouvelle ère pour la Chimie.

Le nom d'oxygène lui fut donné parce qu'on le disait générateur des acides (ὀξὺς γείνομαι) — mais il existe des acides qui ne renferment pas l'oxygène.

Tous les corps renferment de l'oxygène les animaux végétaux minéraux ——

De l'Azote.

Le mot azote donné à ce corps veut dire qu'il prive de la vie (αζωη) cette denomination est mauvaise car il y a encore un grand nombre d'autres corps qui ont la même action, on lui a substitué le nom de Nitrogène qui veut dire générateur du nitre ce nom vaudrait mieux mais l'usage a consacré le premier.

Propriétés

L'Azote est un gaz permanent, resistant aux plus grands froids et aux plus fortes pressions, complètement insapide, inodore, élastique, dilatable compressible

Ce gaz est un peu plus léger que l'air sa Densité est égale à 0,9760. Un litre de ce gaz à 0° pèse 1gr,2674—

Il n'est pas inflammable et ne peut entretenir la combustion, il éteint complètement les corps en combustion— Il est absolument impropre à la respiration, mais il n'est point offensif pour les organes—

Il ne se prête aucunement aux combinaisons et toutes ses propriétés sont négatives, Il est très peu soluble dans l'Eau, 100 parties d'eau n'en dissolvent que 2,4

Ce corps n'existe pas pur dans la nature on le trouve abondamment dans l'air athmosphérique

dont il forme les 4/5 environ

Préparation — C'est de l'air athmosphérique qu'on retire le gaz azote en fait passer un courant d'air sur du fer rouge placé dans un tube de porcelaine également rouge, l'air étant composé d'oxygène et d'azote qui y sont à l'état de mélange — abandonne son oxygène qui se combine au fer, et l'azote traverse le tube et est recueilli sous une cloche pleine sur l'eau

Un autre procédé consiste à faire bruler du phosphore sous une cloche pleine d'air, le phosphore en brulant s'unit à l'oxygène pour donner naissance à un corps d'apparence pulvérulente acide phosphorique l'azote reste dans la cloche; mais par ce procédé l'azote n'est pas pur, car il reste toujours un peu d'oxygène. ~~parceque~~ à mesure que le phosphore se combine avec l'oxygène, la quantité de ce gaz diminue dans la cloche, et quand il ne reste plus que 0,03 d'oxygène le phosphore ne peut plus bruler

On obtient encore l'azote en faisant bruler sous une cloche pleine d'air, un jet de

gaz hydrogène qui se combinant avec l'oxygène forme de l'eau et abandonne l'azote.

De l'air atmosphérique

L'étude de l'air n'est point déplacée au milieu des corps simples, car ce corps qui joue un si grand rôle dans les phénomènes de la vie et dans la science, n'est point un corps composé mais bien un simple mélange de deux corps gazeux l'oxigène et l'azote

L'air est un fluide élastique qui entoure notre globe à une certaine épaisseur.

Propriétés. C'est un fluide élastique permanent, qui résiste aux plus grands froids et aux plus fortes pressions, car on a essayé de le comprimer à plus de 1000 atmosphères

La densité de ce corps est ordinairement prise comme unité de la densité des autres corps,

" " " Galilée découvrit le premier que l'air était pesant et Toricelli démontra à l'aide du baromètre qui est simplement une colonne de mercure de 0m,76 qui fait équilibre à une colonne d'air ~~égale~~ qui a pour base la surface de la terre à mesure que la pression diminue, avec la hauteur de la colonne d'air, la hauteur de la colonne d'~~air~~ ~~de mercure~~ diminue aussi dans le tube

la hauteur d'une colonne d'eau qui devrait faire equilibre à la même colonne d'air serait 14 fois plus grande, parceque l'eau est 14 fois environ moins pesante que le mercure cette colonne d'eau serait 13,59 fois plus grande. c'est à dire haute de 10 mètres, 336. Le poids d'une colonne d'eau qui aurait une base de 0,1 carré serait de 103 kil, 336. Si sa base n'était que 0,01 son poids serait 1 k, 0336.

L'air est eminemment utile pour l'entretien de la combustion et de la respiration. Il sert à fixer la chaleur des rayons solaires et à la distribuer également. Sans l'air la surface de la terre serait glacé car la chaleur ne pourrait y être fixée. L'air sert aussi à égaliser la temperature du globe, c'est l'air qui fait que au milieu de l'hiver, on peut jouir d'une douce chaleur. et que l'on peut au milieu de l'été sentir les frimas de l'hiver; l'air étant toujours en mouvement par les vents occasionne ainsi ces variations de température. L'air atmospherique est partout parfaitement homogène, jusqu'à la hauteur de 2 lieues environ il a la même densité, mais plus on s'élève moins les couches sont denses, et arrivé à 14 à 15 lieues environ l'atmosphère est sensiblement très peu dense

L'air contient aussi les produits de l'évaporation de tous les corps qui sont à la surface de la terre; Mr Faraday a démontré que tous les corps de la nature étaient dans une évaporation constante quelque fut leur température aussi à la température ordinaire il a remarqué que les vapeurs de mercure étaient assez apparentes pour blanchir une feuille d'or placée à une petite distance de la surface de ce métal. plus la température s'élève plus aussi les vapeurs se dégagent de la surface des corps qui les produisent. l'air est donc aussi la réunion de toutes les substances volatiles qui peuvent s'exhaler de la surface de la terre; ces évaporations à la surface de la terre sont très diverses, et elles sont si peu durables qu'elles sont qui leur présence est insensibles pour la composition de l'air; elles ne restent aussi dans l'air d'une manière sensible qu'aux endroits mêmes où elles se dégagent.

La composition normale de l'air, est le mélange des gaz Oxygène et Azote. on y constate aussi la présence d'une quantité très notable de vapeur d'eau produit de l'évaporation constante des liquides à la surface du globe. plus aussi un corps produit de toutes les combustions l'acide Carbonique.

18 mars. 4me Leçon — Analyse de l'air

Diverses analyses de l'air ont été faites à différentes époques. La première analyse de ce fluide fut faite par Lavoisier, et voici quelle fut son expérience: Il prit un ballon de verre, de capacité et de poids connus, et à l'extrémité duquel était soudé un tube qui se rend sous une cloche également de capacité connue; dans ce ballon il plaça une certaine quantité de mercure, et entretint le feu pendant 12 jours; peu à peu il remarqua des paillettes rouges qui se montraient sur la surface du mercure; au bout de 10 jours ces paillettes n'augmentaient plus; Il avait pris le point de température et de pression où se trouvait tout le système avant l'expérience, et les prit aussi après, il reconnut que le volume de l'air n'était plus le même, et que par exemple sur 100 parties d'air employées, il ne restait plus que 79 parties lorsque l'opération était terminée, et il constata sur le gaz qui restait, toutes les caractères de l'azote; ce gaz éteignait les allumettes enflammées, les oiseaux qui y étaient plongés y mouraient. Son poids était plus léger que celui de l'air. Puis rassemblant avec le plus

analyse de Lavoisier

grand bain la matière rouge qui s'était formée et
que était déjà connue sous le nom de précipité
per se par les anciens chimistes; après l'avoir
distillée il reconnut la présence de 21 parties d'oxy-
gène. il établit donc, la composition de l'air de
cette manière, mais il ne put donner ces chiffres que
très approximativement à cause du peu d'exactitude
du procédé en lui même —
Depuis on a fait des analyses de l'air d'une manière
bien plus précise aussi les résultats ont-ils un
peu varié —
Par la Synthèse on reconnait l'indentité complète
de cet air qu'on avait analysé —
On s'est fait cette question. l'air est-il un mélange
ou le résultat d'une combinaison des deux gaz?
On a prouvé que l'air n'était qu'un mélange
car en mêlant l'azote et l'oxigène dans les
proportions connues, On reproduit un mélange
qui ne peut être distingué de l'air atmosphérique
La somme des volumes est exactement semblable
à la somme des composants après leur réunion
donc également un volume égal à 5 après
avoir mélangé 4 parties d'un gaz (azote) et
1 partie de l'autre gaz (oxigène)
Toutes les fois que deux corps se réunissent pour
former un corps composé, il y a production de

chaleur; en opérant le mélange de ces deux gaz il n'y a aucune variation dans la température; et la réunion de ces deux corps n'est pas intime car l'oxygène est enlevé par beaucoup d'autres corps et se combine avec eux absolument comme s'il était libre et isolé; Quand deux corps se combinent, le plus souvent il y a changement dans le volume après la combinaison; dans la réunion de ces deux corps il n'y a aucun changement dans la somme des volumes — L'Azote et l'Oxigène sont tous deux solubles dans l'eau en petite proportion, l'oxigène est même un peu plus soluble que l'Azote; Quand l'air est mis en contact avec l'eau, cette eau prend l'azote et l'oxigène absolument comme si ces corps étaient séparés; ~~tous~~ en ayant soin de faire toute correction de pression La solubilité de l'oxigène et de l'azote dans l'eau étant constatée, on constatera aussi que l'air est absorbé par l'eau en quantité égale à l'oxigène et à l'azote purs et séparés, le plus ordinairement la solubilité des composés est tout à fait différente de la solubilité des corps composants; mais dans l'air il n'en est pas de même en aucune manière — quand les corps se combinent entièrement, les combinaisons ont toujours lieu dans des rapports simples et

dans des proportions définies; mais dans le mélange de l'azote et de l'oxigène il n'en est pas ainsi. -
On trouve aussi dans l'air une grande quantité de produits, provenants des émanations de la terre mais tous ces produits gazeux ne sont dans l'air que passagèrement et leur quantité est infiniment ~~petite~~ et presqu'inappréciable.
La Vapeur d'Eau y existe en quantité variable mais elle y est assez appréciable, cependant elle ne fait pas changer notablement le rapport de l'Oxigène et de l'Azote. la diffusion de cette vapeur d'eau est complète dans les deux gaz. -
L'Acide Carbonique qui est le produit de la combustion et de la respiration à la surface de la terre, et aussi produit de la décomposition des matières organiques est dans l'air d'après Mr Th: de Saussure ~~dans~~ la proportion de 0,0004 qui se répartit sur l'azote. - L'eau existant en quantité variable se répartit sur toute la masse de l'air.
Dans ces derniers temps on a fait des analyses de l'air ~~et on~~ a obtenu des résultats beaucoup plus précis que Lavoisier, mais cependant - les rapports des volumes des deux gaz sont toujours les mêmes. -

Du Fluor — du Chlore — du Brôme de l'Iode

Ces quatre corps par leurs propriétés et leurs modes de combinaisons ont une analogie telle qu'on les range dans un même groupe ~~auquel constitue une~~ véritable famille naturelle.

Du Fluor. (Fl)

A la tête de ce groupe il faut placer le Fluor — on ne connait ce corps que par ses combinaisons car il est tellement énergique dans ses affinités qu'on ne peut l'obtenir à l'état libre, on a bien pu isoler, mais on n'a pu que l'entrevoir car il se combinait immédiatement avec un des corps qui entrait dans la composition des vases destinés à le renfermer. il décompose immédiatement l'eau pour s'unir à l'hydrogène; ce corps n'ayant pu être obtenu à l'état libre, on ne connait aucune de ses propriétés puis qu'il n'a pu être étudié.

du Chlore — (Cl.)

Le Chlore est un fluide élastique, c'est un corps gazeux qui cependant a pu être liquéfié et même solidifié sous une pression de plusieurs atmosphères et un poids considérable mais à la pression et à la température

ordinaires, il est gazeux, mais sous la pression de 4 atmosphères ($0^m,760 \times 4$) et un froid de $-15°$ il peut être liquéfié.

Propriétés physiques. Il est d'une couleur verte jaunâtre, d'une saveur forte pénétrante, âcre; son odeur est fortement désagréable irritante; il ne peut être respiré, car il suffoque et irrite les poumons de manière à faire cracher le sang: et même déterminer la mort. il est offensif pour les organes, et désorganise les poumons qu'il touche. Sa Densité est égale à 2,44, un litre de ce gaz pèse $3^{g},169$.. à la pression et à la température ordinaires, il se comporte comme un fluide permanent.

Propriétés chimiques. Son action sur les autres corps est des plus énergiques. Si on projette dans un flacon rempli de ce gaz de l'antimoine ou de l'arsenic en poudre, ces corps s'enflamment en le traversant. et se combinent avec lui. Il désorganise les matières organiques et donne ainsi naissance à de nouveaux produits. Il détruit les couleurs végétales, ainsi l'Indigo. Ainsi le tournesol sont décolorés. aussi l'emploi-t-on dans le blanchiment des tissus dans les arts.

Sous le rapport de la combustion il ne peut être comparé à l'Oxygène, car loin de l'entretenir les corps enflammés qu'on plonge dans ce gaz

s'y éteignent comme dans l'azote. Le Chlore est soluble dans l'eau, et la solubilité de ce corps a cela de remarquable qu'il est le plus soluble de tous les corps simples. 100 parties d'eau en poids dissolvent 1 partie de ce corps; la plus grande force de solubilité est à +8° car à cette température l'eau en dissous 3 fois son volume 1 litre d'eau dissout 3 litres de Chlore à 0° l'eau prend 1,6 de chlore et à 100° elle ne prend aut que 0,1 de son volume c'est-à-dire 1/6.

On emploie le Chlore dissous avec une très grande facilité si l'opération est faite par un temps froid. l'eau se prend en masse, et se remplit d'une infinité de cristaux très petits, ces cristaux sont une combinaison de Chlore et d'eau cet <u>Hydrate de Chlore</u> renferme beaucoup moins de Chlore que l'état de solution. Si on élève la température, les cristaux disparaissent à mesure que la température augmente.

Mr. Faraday a profité de cette propriété pour liquéfier le Chlore; pour cela il place ces cristaux d'Hydrate de Chlore, dans un entonnoir, de manière à les bien faire égoutter et les priver de l'eau qu'ils pouvaient retenir entre eux; puis il les met dans un tube qu'il ferme à la lampe. Si on élève à une douce chaleur ces cristaux disparaissent

et on voit alors apparaître un liquide d'une couleur jaune rougeâtre qui se confond dans le tube étant plus lourd que l'Eau. Il faut pour cela une température

Chlore liquide

de +30° environ. Le Chlore liquide est d'une couleur jaune rougeâtre. Il se forme ainsi dans ce tube parce que se dégageant par la chaleur le chlore se comprime par sa propre pression et prend alors l'état liquide. en cet état le Chlore est plus lourd que l'Eau & pèse 1,33.

Ce corps fut découvert en 1774 par Scheele chimiste Suédois en traitant de l'acide de manganèse.

Préparation

On prépare ce corps en mélangeant le bioxyde de manganèse avec l'acide chlorhydrique. On ne peut recueillir ce corps sur l'Eau à cause de sa grande solubilité mais on le recueille presque toujours dans des flacons en employant l'appareil de Woolf dans lequel le gaz qui se dégage du ballon traverse plusieurs flacons contenant de l'eau et s'y dissout. Quand on veut obtenir ce corps à l'état gazeux, on emploie le même appareil seulement on ne met point d'eau dans les flacons et le gaz remplit les flacons en chassant successivement l'air dont il chasse et prend sa place.

ce corps se trouve très abondamment dans la nature dans les eaux mères des marais —

du Brôme (Br)

Propriétés. Le Brôme (βρωμος fétide), est un corps liquide, d'une couleur rouge très foncé et comme noir quand il est vu en masse, vu en couches minces sa couleur est d'un rouge hyacinthe. Son odeur est très forte et analogue à celle du Chlore sa saveur est acre et forte sa Densité est de 2,966 — Il peut être solidifié de −18 à −20°. alors il se présente en une masse d'un gris de Plomb brillante lamelleuse très facilement pulvérisable — à +47° il entre en Ebullition et devient fluide élastique sa vapeur a le même aspect que les vapeurs nitreuses. sa densité de vapeur est de 5,393. Ce corps a une action très énergique sur les matières organiques mais cependant cette action est bien moins forte que celle du Chlore. Sa Solubilité dans l'Eau est à peu près nulle, il se dissout un peu plus dans l'alcool, mais son véritable dissolvant est l'Ether. aussi

Extraction et découverte. Est ce corps que Mr. Balard employa pour extraire ce corps des eaux mères des ~~marais~~ salants dans lesquelles il le découvrit en 1826. aussi dans celles des eaux de Vorelle

il existe dans ces eaux mêlés à l'état de combinaison uni avec un métal de potassium ou le sodium et c'est de cette combinaison qu'on le retire en le ~~dépla~~ déplaçant par le Chlore qui a plus d'affinité que le Brôme pour le métal.

20 mars. 5me leçon

De l'Iode (I).

Propriétés physiques

L'Iode est un corps solide à la température ordinaire, d'une couleur gris noirâtre, et très brillant sous sa cette couleur brillante est appellée l'éclat métallique. le plus souvent il existe en lames, il peut cependant être obtenu cristallisé ~~et~~ il se présente alors ~~en~~ octaèdres très allongés, il a quelquefois une forme analogue à celle du soufre ses angles sont obtus et quelquefois aigus. alors les lames sont rhomboïdales. le corps a une odeur tout à fait particulière à +25° à +80° il répand une vapeur très incommode et dont l'odeur est analogue à celle du Chlore et du Brôme mais cette odeur varie suivant que les vapeurs de ce corps sont plus ou moins abondantes la densité de ce corps à +17° est égale à 4,948. il entre en fusion à +107°. ~~il~~ il distille sous forme de vapeurs violettes très foncées qui en se condensant régénèrent l'~~Iode~~ (iodus violet). qui se dépose en lames sur les parois de la cornue

"son Ebullition a lieu entre +175° à +180°. la Densité de la vapeur est près de 8 fois plus grande que celle de l'Eau elle est égale à 8,701. on le distille très facilement dans une cornue en chauffant par la méthode ordinaire mais on peut aussi le distiller à +100° en le distillant avec de l'Eau dans laquelle il serait delayé — la vapeur d'Eau qui se forme par l'Ebullition du liquide entraine les vapeurs d'Iode. l'Eau qui à -20° rendrait en vapeurs donne à +100° des vapeurs dont la tension est très stable. la vapeur d'Eau et celle de l'Iode ainsi mêlées supportent à elles deux la pression de l'atmosphère — l'Iode ne jouit d'aucune espèce d'inflammabilité; il ne peut servir ni à la respiration ni à la combustion. Sa tendance aux combinaisons est encore plus faible que celle du Brôme — Sa solubilité dans l'Eau est très faible l'Eau n'en prend que 0,007

le corps a été découvert en 1812 par Mr Courtois Salpetrier qui avait quelques notions de chimie et qui le trouva en traitant les ~~eaux mères~~ soudes de Vareck. dans lesquelles l'Iode est combiné avec les métaux le Sodium ou le Potassium. depuis il a été trouvé, et dans les eaux de la mer; et aussi dans les mêmes

d'argent où il existe à l'état de combinaison avec ce métal

du ~~Soufre~~ du ~~Selenium~~ du Tellurium

Ces trois corps ont entr'eux une certaine analogie, tous les trois sont solides, et moins volatils que les corps précédemment étudiés. Leurs vapeurs ont une couleur jaune, sous le rapport chimique ils se comportent d'une manière analogue dans leurs combinaisons avec l'Hydrogène. Les trois produits résultants de la combinaison de chacun de ces corps avec le gaz sont également puants et leurs élémens sont composés de la même manière

Du Soufre (S)

Le Soufre est un corps connu dès la plus haute antiquité — il existe très abondamment à la surface de la terre, on le trouve très souvent dans les ~~pays~~ terrains volcanique à une très petite profondeur.

Etat naturel.

Ce corps se présente toujours à l'état solide, d'une couleur jaune verdâtre, variable suivant l'arrangement des molécules — il n'a ni saveur ni odeur à l'état ordinaire mais en le frottant on élève un peu sa température, alors il ~~prend~~ a une odeur légèrement sulfureuse Ce corps est très peu conducteur de la chaleur quand on le tient dans la main fermée, il

Propriétés Physiques —

fait entendre un petit craquement et se casse, parce qu'étant mauvais conducteur de la chaleur, ses molécules s'échauffent inégalement et leur dilatation inégale cause la rupture du baton de soufre.
Ce corps s'électrise négativement, c'est aussi un corps très bien isolant.
On le trouve cristallisé dans la nature et dans les arts. Dans la nature, sa forme est celle d'un octaèdre alongé, dont les faces sont des triangles scalènes, il affecte aussi l'état cunéiforme, prisme à bases et lames rhomboïdales. On l'obtient encore cristallisé par sa solution dans certains liquides. ainsi dans le sulfure de carbone - Quand on le fait cristalliser par la fusion, il affecte la forme prismatique mais le plus naturellement ce corps est amorphe.
La densité de ce corps solide est égale 2,03 - quand il est fondu sa densité est de 1,99 -
La densité de sa vapeur est 6,617
La chaleur le fond assez facilement à la température de 112° - il est alors sous l'aspect d'un liquide transparent d'une couleur jaune peu intense et jouissant d'une très grande mobilité. Si on le chauffe davantage, la couleur devient de plus en plus rapidement une teinte brune

de plus en plus foncée, et en même temps sa fluidité diminue. par l'abaissement de température il reprend sa couleur et sa fluidité. s'il est chauffé encore plus fortement il prend encore la forme liquide, mais dans ces différents états, le corps n'a aucunement changé dans sa nature.

Divers états du ce corps après fusion

Dans son premier degré de fusion ce corps est susceptible de cristalliser, et forme alors des cristaux prisme couleur jaune paille ce premier état de fusion est à 112°. à la température de 250° à 260° il devient épais, et si on le chauffe davantage, à la température de 400° il entre à [illegible].

Quand après avoir fait chauffer ce corps on le laisse refroidir tranquillement, il reprend sa couleur jaune. il faut pour cela lui donner la température de 118° à 120°. mais si on le refroidit brusquement, il conserve sa couleur brune. et par suite de ce refroidissement subit les molécules de ce corps n'ayant pas eu le temps de s'arranger entre elles, il acquiert une sorte de ductilité. mais petit à petit les molécules reprennent leur place, alors ce corps devient cassant. quand il est mou on peut le tirer en fils d'une assez grande longueur

le Soufre distille assez facilement, car il est volatil à 420°. et c'est par cette opération qu'on le purifie

Préparation

On fait fondre le soufre dans des chaudières en fonte terminées par un couvercle qui s'allonge en tuyau à large orifice qui va aboutir dans une chambre de plomb. on continue à chauffer très fortement le soufre qui se volatilise, et arrive ~~[illegible]~~ dans ces chambres, à l'état de vapeurs jaunes ayant une assez grande intensité, peu à peu ces vapeurs se condensent, et le soufre prend l'état liquide, le fond de la chambre étant un plan incliné le soufre liquide coule vers un orifice qui permet de le laisser couler au dehors; alors on le reçoit dans des moules en bois, ronds, et il prend la forme de canons, forme qu'il a dans le commerce.

La Fleur de Soufre, est le soufre en poudre à un très grand état de division, ~~cette~~ cette poudre se forme par la condensation des vapeurs de soufre dans une chambre froide.

Le soufre se trouve à l'état pur dans les lieux volcaniques, en Sicile il existe en grande quantité Il y est seulement mélangé de terre. en France il existe beaucoup de Pyrites de fer, qui sont une combinaison de Soufre, et de fer, et c'est de ~~ces~~ combinaisons qu'on retire le plus souvent ce corps ——

22 mars 6me leçon. **Du Sélénium (Se).**

Propriétés Physiques.

Le Sélenium est un corps solide, très peu abondant dans la nature, découvert par Berzelius, sa couleur est brune, d'une apparence d'Hématite, sa cassure est vitreuse, ayant un éclat semblable à celui du Plomb. Il peut cristalliser, et prendre la forme octaédrique ou cubique, on remarque même dans ce corps des rudiments de cristaux. Il a bien moins de tendance à cristalliser que le Soufre.

Il n'a point de saveur ni d'odeur à l'état ordinaire, mais il devient par le frottement légèrement odorant.

Sa Densité est de 4,3. Vu en couches minces il est transparent. Ce corps par toutes ses propriétés Physiques se rapproche beaucoup du Soufre il fond au dessus de 100°. de 110° à 120°. S'il est calciné il se volatilise à 400° et se convertit en vapeurs qui sont colorées en jaune, mais un peu moins que le Soufre.

Quand il est fondu et suffisamment chauffé, il brule avec une flamme blanche répandant une odeur fétide semblable à celle de radis ~~en putré~~ en putréfaction.

Propriétés Chimiques

Il se combine avec l'oxygène. La combinaison du Selenium avec l'Hydrogène, (acide Selenhydrique) est complètement analogue à la même

combinaison du soufre avec l'Hydrogène (acide sulphydrique) celui-ci est absolument semblable pour la composition et la fétidité le volume et l'ensemble de propriétés sont les mêmes. Avec le gaz Oxygène la combinaison du selenium est analogue à celle du soufre, de même pour les sels, et la même anomalie existe dans la solubilité de ces sels —

quand on le précipite d'une ~~de~~ ses solutions, il est sous forme d'une poussière ~~[illegible]~~ rouge brun mais assez foncé. quand il est chauffé à l'air, il se volatilise, on peut condenser ses vapeurs et obtenir de la fleur de selenium

Découverte. Berzelius la découvert en 1817 mélangé au soufre, mais il est très peu abondant. depuis on la observé à l'état de combinaison avec le Plomb le cuivre le mercure.

Du Tellurium. ou Tellure, (Te)

Propriétés Physiques. Le Tellurium est un corps qui présente un aspect métallique, il est solide, brillant, sa cassure est lamelleuse, analogue à celle du Zinc et de l'antimoine, il n'est pas ductile et il peut être très facilement pulvérisé. il n'a ni saveur ni odeur, il n'est pas soluble dans l'eau ~~[illegible]~~ sa densité est de 6,2578. Soumis à l'action de la chaleur il ne fond qu'au rouge obscur 400° à 450°.

Ce corps a l'apparence d'un métal et déplus il en a l'opacité. Son degré d'ébullition est de beaucoup plus élevé que le degré de fusion du verre, c'est pourquoi on ne peut le faire bouillir dans des vases de verre car ils fondraient et s'affaisseraient. Pour le volatiliser on emploie des cornues de porcelaine ou de grès. mais on peut le volatiliser dans une cornue de verre par l'intermédiaire de l'azote ou de l'Hydrogène

Si plaçant du Tellure dans un tube de porcelaine chauffé au rouge, on vient à faire passer sur ce corps un courant de gaz Hydrogène, le corps volatilisé et emporté par le courant de gaz va se condenser à l'autre extrémité du tube sous forme d'aiguilles prismatiques très plates qui tapissent le tube

Si on vient à condenser la vapeur de Tellurium, elle prend une couleur jaune analogue à celle du Chlore

Dans ses combinaisons ce corps a une très grande analogie avec le Soufre et le Selenium

Le Tellurium fut découvert en 1782 par Muller de Reichenstein. mais en 1798. Klaproth l'étudia de nouveau et plus exactement. Il existe principalement en Transylvanie dans une mine d'or combiné avec le manganèse —

L'Arsenic et le Phosphore qui forment aussi une famille naturelle, sont des corps qui ont entr'eux de très grandes analogies quoique différents totalement par leurs propriétés chimiques.

de l'Arsenic.

L'Arsenic est un corps solide, d'une apparence ~~cristalline~~ metallique, sa couleur est gris a[illegible] et a le brillant metallique, sa cassure est ~~lamelleuse~~ lamelleuse, et elle varie suivant les circonstances physiques, il cristallise en octaèdres, aiguilles ou tétraèdres, il n'a ni saveur ni odeur. En cet état il est inerte; mais combiné avec l'oxygène il constitue un poison violent. Il est très pulvérisable. Il est non malléable. Sa densité est 5,959. Il est fusible, son point de fusion est très difficile a remarquer. il donne des vapeurs d'un bleu foncé; son état liquide n'est remarqué que accidentellement. On parvient cependant à liquefier ses vapeurs, en augmentant la pression de l'atmosphère. Il est volatil à une température qui passe 400°. la Densité de ses vapeurs est 10,36.

L'Arsenic est assez inflammable s'enflamme et se volatilise, une portion de ce corps se volatilise et répand une odeur particulière, alliacée mais plutôt sui generis. L'arsenic n'a d'odeur qu'à l'état de vapeurs.

Ce corps se combine très bien avec l'Oxigène et l'Hydrogène, on le rencontre aussi en combinaison avec les métaux.

Découverte. Ce corps est connu depuis un temps assez long. Brandt l'étudia en 1783 les anciens connaissaient ~~et employaient~~ le réalgar.

du Phosphore (Ph)

Le Phosphore à l'état de combinaison, est un des élémens constituants des os des animaux. C'est un corps solide, d'une couleur très comparable à

Propriétés physiques. celle de la cire blanche, il est très diaphane mais cependant légèrement jaunâtre, il est assez ductile, mais quand il a été très refroidi il est cassant (en cela très analogue à la cire) sa texture est tout à fait compacte, vitreuse, sans apparence de cristallisation. Cependant on est parvenu à le faire cristalliser, en le laissant refroidir tranquillement après l'avoir fondu, mais cette expérience doit être faite dans un milieu non inflammable. Il est soluble à chaud dans l'huile de naphte aussi est ce le corps qui est employé. quand il est refroidi, il cristallise en ~~octaèdres~~ dodécaèdres. Il fond à 43°. et quand il est liquide il ne faut pas le tenir au contact de l'air son degré d'Ébullition est 290°.

~~le produit de la combustion est complètement~~

sa vapeur est incolore, d'une densité plus forte que celle de l'eau, cette densité est 1,8.

Le Phosphore est un corps éminemment inflammable et c'est même à cause de cette propriété qu'il a reçu son nom (φως φερω) je porte lumière). Le corps est lumineux dans l'obscurité à cause de sa grande tendance à la combustion l'oxygène de l'air le brule et le produit de cette combustion donne la clarté.

l'odeur de ce corps est très désagréable ou n'y peut guère la comparer à autre elle est lui generis — le contact avec l'air ce corps se consume peu à peu en se combinant avec l'oxygène, et donne naissance à de l'acide Phosphorique combinaison de Phosphore et d'oxygène —

Soumis à l'action de la Chaleur ce corps fond très facilement, et d'une manière rapide, il donne lieu à une combustion très vive, et à de l'acide Phosphoreux —

Il convient à accumuler la chaleur produite par la réunion de plusieurs batons de Phosphore qui se consument, on peut produire un degré de chaleur capable de fondre le Phosphore et d'en determiner l'inflammation.

le Phosphore est lumineux à toutes les températures et dans l'air il luit même au dessous de

zéro, mais dans l'air. dans l'oxygène il peut être lumineux jusqu'à -20° environ.

Le Phosphore n'existe pas pur dans la nature on doit quand il a été obtenu le conserver dans l'eau et ne point pas brunir à cause de l'action de la lumière on entoure même de noir, mais accidentellement

État. On trouve le Phosphore particulièrement dans les os des animaux. on trouve aussi du Phosphore dans les céréales, mais il y existe parce que les plantes les ont prises au sol qui en contient

Préparation. Anciennement les premiers chimistes obtenaient le Phosphore par la distillation de l'Urine qui ayant été préalablement desséchée était ensuite très fortement calcinée dans des cornues: mais par ce procédé on obtenait du Phosphore en très petites quantités.

Maintenant on se le procure en décomposant les os dans lesquels il existe dans un acide qui est combiné avec la chaux (Phosphate de Chaux) après avoir décomposé ce sel on mélange l'acide Phosphorique avec du charbon et on chauffe très fortement, l'acide est décomposé — et le Phosphore distille — on recueille sous l'eau Quand il a été tiré, on le purifie soit on le distille ou plus tôt en le passant à travers une peau de chamois et dans l'eau légèrement chauffée

on le prend alors avec des tubes en verre et c'est ainsi qu'on le moule en batons.

usage — Son principal emploi est celui des allumettes chimiques et phosphoriques.

du Carbone (C)

Le Carbone est une matière très pure, contenue dans tous les corps combustibles, on l'obtient dans cet état de pureté en traitant les corps qui ne laissent pas de cendres. ainsi, les huiles, les essences, l'esprit de vin — En faisant passer des vapeurs d'un de ces corps, à travers un tube de porcelaine rouge, ces vapeurs se décomposent et laissent déposer du Carbone. Dans le noir de fumée le Carbone y est à l'état pur, mais mélangé d'un peu d'huile, on l'obtient très pur en le calcinant.

Propriétés Physiques — Ce corps est solide, en général d'une couleur noire, d'autrefois sa couleur est grise, presque blanche, comme dans le graphite. Son éclat paraît métallique, mais il dépend de la surface polie sur laquelle ce corps a été déposé. il est sans saveur, ni odeur, sa Densité est 2,09. la Densité du charbon déposé dans un four après calcination, et de produit de la fumée du bois, a une Densité de 2,08. mais la Densité du Carbone qui

provient cette once de Rheubenthine est enor mesure M est 1,96.
Le Carbone est infusible aux plus grands feux, et même soumis à l'action de la Pile, il est complètement fixe — C'est un corps éminemment combustible, mais cette combustion se fait sans flamme, tout se passe à la surface même du corps.
Le produit de sa combustion est complètement inodore, ce produit est gazeux, inaperçu —

État. Il se trouve comme partie constituante de tous les corps organisés, végétaux animaux. On le trouve encore à l'état fossile, dans la houille, mais il est généralement moins pur à cet état que dans les végétaux —
Tous les marbres, les pierres calcaires les coquillages, contiennent du Carbone, qui uni avec l'oxigène formant un acide, et qui est combiné avec la chaux (Carbonate de Chaux —

Préparation On sépare le corps par des calcinations multipliées des différents corps qui le contiennent, il constitue la plus grande partie de l'organisation des végétaux, et en brûlant tous les gaz contenus dans ces corps emportent absolument le carbone)

25 mars — 7me leçon — de la Conductibilité du Carbone
Comparé aux métaux, le Carbone est un mauvais conducteur du Calorique, mais cependant d'après les circonstances, il est plus ou moins conducteur — on peut très facilement constater son peu de conductibilité de la chaleur dans l'état ordinaire car on peut très bien tenir par un bout un charbon qui par l'autre extrémité serait incandescent.
Quand le charbon a été calciné il devient d'autant meilleur conducteur qu'il a été plus ou moins fortement calciné — sa conductibilité approche alors de celle des métaux.
La conductibilité du Charbon pour le fluide électrique varie encore suivant les circonstances, le Bois est bon conducteur parce qu'il est humide et on a constaté que c'est à l'eau qu'il contient qu'est due sa conductibilité, car si on le sèche il perd cette propriété conductrice — Il est conducteur d'autant meilleur qu'il a été mieux calciné — on peut alors le placer à côté des métaux placés sur le dessus de l'échelle de la conductibilité.
Cette propriété conductrice du Carbone a été mise à profit dans la construction des paratonnerres — en mettant le pied des tiges dans une couche de charbon parfaitement calciné et par ce conducteur le fluide est conduit dans le sol.

Le Carbone jouit aussi d'une très grande propriété absorbante il absorbe et condense par sa surface une ~~plus ou moins~~ même grande quantité de fluides élastiques pour en donner quelque exemple le plus remarquable.
il absorbe 100 fois son volume de gaz ~~am~~ ammoniac — par la chaleur ce gaz est complètement dégagé —

Du Diamant.

Le Diamant est un solide tout à fait transparent, sans couleur, il se présente le plus souvent ~~avec~~ une forme octaédrique qui peut être par le clivage ramenée à la forme d'un prisme
Ce corps est le plus dur de tous les corps de la nature il les raye tous il coupe très facilement le verre etc. — C'est un mauvais conducteur de la chaleur et de l'électricité — Sa texture est lamelleuse — Sa densité est 3,51 ——
Ce corps a été étudié depuis longtemps, mais ce n'est que depuis environ 4 siècles qu'on connait l'art de le tailler, avec sa propre poussière.
Les anciens connaissaient ce corps, ~~ils ct~~ quelques unes de ses propriétés; ils savaient que ce corps résistait au feu les plus ardents et qu'il ne s'échauffait pas, mais là se bornaient leurs études sur ce corps — Mais plus tard

les academiciens de Florence, reconnurent que ce corps se volatilisait et disparaissait quand il était soumis à l'action de la chaleur d'une très forte lentille — En France on reconnut aussi que ce corps se volatilisait quand il était soumis à l'action d'une chaleur très forte et enfermé dans une boule de porcelaine —

Lavoisier étudia avec attention ce phénomène et reconnut que lorsque ce corps était chauffé fortement au contact de l'air ou bien de l'oxygène, il se volatilisait et se combinait avec l'oxigène pris soit avec l'oxygène qu'il prenait à l'air, et reconnut à ce corps qu'il formait, les propriétés de l'acide Carbonique. Il fit des expériences comparatives avec le Charbon et Diamant et reconnut dans les deux cas, un résultat semblable, il obtenait de l'acide carbonique mais quand il décomposa ce gaz il obtint pour le gaz formé par la combustion du Diamant, et celui formé par la combustion du diamant, du carbone en poussière noire.

Guyton de Morveau en cémentant du fer avec le Diamant obtint de l'acier;

Il ensuite brûla le carbone et le Diamant dans le gaz oxigène et trouva pour ces deux corps une

chaleur également forte.
Ainsi donc l'ensemble des propriétés de ces deux corps ~~étant~~ sont exactement les mêmes, c'est pour que ces deux corps sont regardés comme isomères —

du Bore (B)

Le Bore ~~est~~ était anciennement extrait du Borax qui venait des Indes, mais on le trouve maintenant en Europe dans le nord de l'Italie. —

État. (B) On retire le Bore de l'acide Borique, qui résulte de la combinaison de ce corps avec oxygène pour former un acide qui est un principe constituant du Borax. — On enlève l'oxygène au Bore ~~par un~~ au moyen d'un corps qui ait plus d'affinité que lui pour l'oxygène.

Propriétés Physiques. Le Bore est un corps d'une couleur jaune verdâtre solide, sans saveur ni odeur, non conducteur de la chaleur et de l'électricité — sa densité est plus forte que celle de l'eau — il ne fond ni ne se volatilise à la plus forte chaleur.

P. chimiques. Le Bore se distingue du Carbone en ce que si on le chauffe dans l'air ou dans le gaz oxygène, il prend feu, devient incandescent, mais il ne se volatilise pas, il se forme ~~un acide~~ l'acide Borique qui n'est point gazeux, qui est fixe, solide, et c'est en le décomposant qu'on obtient le Bore

Préparation — Pour obtenir le Bore on décompose l'acide borique en le mélangeant avec du Potassium et en chauffant ce mélange dans un tube de verre, le Potassium ayant plus d'affinité pour l'oxygène que le Bore enlève à ce corps à l'acide borique et laisse le Bore libre —.

Du Silicium (Si)

Le Silicium est un corps découvert dans ces derniers temps par Mr. Berzelius dans un corps

État. — qui forme une très grande partie de la surface du globe, et qui constitue le Cristal de Roche, le quartz le grès les sables, — tous ces corps renferment ce qu'on appelle l'acide silicique, qui était anciennement nommé terre siliceuse, puis silice

Préparation — On obtient ce corps en décomposant ~~l'acide~~ l'acide silicique par un corps qui a plus d'affinité que lui pour l'oxygène, on emploie le Potassium.

Propriétés physiques. — Le Silicium se présente en poudre, d'une couleur noirâtre un peu embrunie, il est inodore insipide, infusible, non volatil, —

P. chimiques. — Si on chauffe le silicium dans le gaz oxygène il gonfle, devient incandescent et produit de l'acide silicique

Les corps qui viennent d'être étudiés donnent le plus souvent par leurs combinaisons avec le gaz oxygène naissance à des corps acides – les corps dont l'étude va suivre, donnent au contraire naissance à des bases

du Potassium (K)

Historique. Le Potassium est un corps dont la découverte a fait faire de grands progrès à la Chimie. Avant l'année 1807 les bases alcalines qui étaient aussi appelées terres, étaient considérées comme corps simples; Une fois que le Potassium fut découvert toutes les bases furent considérées comme étant composées d'oxygène et d'un corps simple. Ainsi la Potasse fut décomposée en Oxygène et Potassium. C'est à Humphry Davy qu'on doit cette belle découverte

Propriétés physiques – le Potassium est un corps solide, mais d'une consistance très molle il est facilement coupé avec une lame de couteau ou canif. on le pétrit très facilement avec les doigts. Au moment où il vient d'être coupé, et aussitôt après la séparation il jouit d'un très bel éclat métallique comme l'argent le plus brillant, mais il devient opaque immédiatement, et conserve cette opacité même quand il est réduit en couches très minces.

Il est très mauvais conducteur de la Chaleur et de l'électricité. Sa densité est moindre que celle de l'eau elle est de 0,86. Il fond très facilement à + 58°. mais pour opérer cette fusion il faut agir dans l'huile de naphte à cause de sa grande tendance à s'oxyder — On peut le volatiliser, et même l'obtenir ainsi isolé et presque blanc. C'est sur cette propriété que repose son extraction; mais Humphry Davy l'avait obtenu au moyen de la pile en décomposant la Potasse.

P: chimiques Quand on brûle le Potassium dans le gaz Oxygène, il se produit de la Potasse.
Quand il est échauffé, il brûle très facilement dans l'air; mais dans l'eau il brûle à froid, quand la forme globulaire et se promène sur la surface du liquide – le métal décompose l'eau en s'unissant à l'oxygène ou liquide, et forme de la Potasse qui se dissout dans l'eau, aussi après la combustion cette eau est elle alcaline.

Préparation On obtient le Potassium en décomposant la Potasse par le fer à une haute température.

État — Le Potassium existe dans la nature à l'état de Potasse en combinaison avec l'oxygène un acide et il est fourni par le sol

Du Sodium. (Na)

Historique et Préparation. Le Sodium fut obtenu par Davy dans le même temps et par le même procédé que le Potassium. Il l'obtint par la décomposition de la Soude.

Propriétés physiques. C'est un corps solide, ductile, d'un blanc d'argent, très altérable à l'air; sa densité est moindre que celle de l'eau, elle est 0,97. Il fond à + 90°. La chaleur le volatilise à une température plus élevée que le Potassium et c'est sur sa volatilité que repose le procédé de sa préparation.

P. chimiques. Son affinité pour l'Oxigène est très grande, il est très combustible au contact de l'air, mais il décompose l'eau sans flamme, parce que la chaleur dégagée n'est pas suffisante pour échauffer les gaz et en déterminer l'inflammation, et que le métal en se promenant répand le peu de chaleur qu'il produit, surtout à la surface du liquide; mais si on le place sur du papier fortement gommé ou échauffé à + 40° il détermine l'inflammation des gaz qui proviennent de ~~l'inflammation~~ la décomposition de l'eau gommé autrement l'impureté de promener et dégager la chaleur qu'il produit.

Des métaux — Les Métaux, sont des corps solides, qui jouissent de la propriété d'avoir un éclat dit métallique, d'une densité très grande, conduisants bien la Chaleur et l'Electricité.

Tous ces caractères sont donnés en général, car le Sodium et le Potassium sont plus légers que l'eau et ils sont des métaux tout aussi bien que le Platine qui pèse 23 fois et l'or qui pèse 21 fois plus que l'eau — d'autres corps non métalliques tels que l'Iode, l'arsenic jouissent de l'Eclat métallique — le Charbon est un assez bon conducteur de l'Electricité.

Ainsi quand aux Propriétés physiques des métaux on peut les considérer comme étant peu importantes.

Dans l'Etude des Corps composés, il faut considérer trois classes de Corps — 1°. Les Acides — 2°. les Bases, 3° les Corps neutres.

Acides — Un Acide, est un corps doué d'une saveur aigre, comme celle du Citron, du Vinaigre, l'eau forte. qui rougissent la teinture de Tournesol, qui combinés avec les bases forment des sels — quand un sel est soumis à l'action de la Pile, l'acide va toujours au pôle positif

Bases — Les Bases. sont des corps qui jouissent d'une saveur alcaline, (potasse, soude) tout à fait différente de la saveur des acides; elles ont la propriété de ramener au bleu la teinture de tournesol qui a été rougie par les acides. En se combinant avec les acides, elles donnent naissance à des sels, et quand on décompose ces sels, la base va toujours au pôle négatif.

Corps neutres — Les Corps neutres. comprennent tous les corps qui ne sont ni acides ni bases et qui ne manifestent sur la teinture de tournesol aucune des propriétés de ces deux corps.

27 mars 8me leçon. des Composés binaires.

de l'Eau (HO)

L'eau par son usage journalier et sa présence dans la plus grande partie des corps doit très certainement être comme la première.

L'Eau se présente à nous sous trois états différents; état solide, liquide ou bien encore à l'état de fluide élastique. La Glace qui est l'eau à l'état solide est un corps ordinairement amorphe mais qui aussi cristallise d'une manière très variable. Ainsi le Givre, la neige qui sont des variétés de cristallisations de l'eau

se présentent le plus ordinairement sous forme d'étoiles qui constituent un hexaèdre régulier.

La Glace est quelquefois très transparente et quelquefois aussi très poreuse, alors elle est remplie de bulles d'air qui y est enfermé par un phénomène purement mécanique, car dans les endroits tranquilles, l'eau venant à se congeler par la surface, s'oppose à la sortie de l'air que l'eau platt insensiblement laisse échapper en se congelant; cet air se trouve ainsi enfermé dans la glace.

La Densité de la glace est beaucoup plus faible que celle de l'eau elle est 0,94. aussi voit on toujours la glace surnager les rivières cependant on a remarqué de la glace au fond des rivières, le Rhin présente très fréquemment ce phénomène. cet est principalement au fond des fleuves dont le cours est le plus rapide et le plus tumultueux. Cette glace est une espèce de neige grossière formée d'aiguilles de 2 à 3 centimètres de longueur et qui s'entrecroisent dans tous les sens de manière à former une masse confuse. cette glace ne se trouve au fond des rivières que par un froid de -8° -10° -12° et voici de quelle

sur un fond très intense il se forme à la surface de l'eau de petits glaçons, par l'effet de la rapidité du courant ces petits glaçons sont entraînés vers le fond de l'eau et prennent un mouvement de rotation sur eux mêmes, arrivés au fond de l'eau s'ils trouvent un corps quelconque, un caillou, une herbe, etc. ils représentent à ce corps par sa face la plus congelée, il y adhère fortement puis successivement d'autres glaçons venant petit à petit se placer sur ce glaçon ~~[illegible]~~ au bout de quelque temps il se forme de ces masses neigeuses qui quoique faiblement tassées par [illegible] peuvent néanmoins porter grande [illegible] gêner la circulation du fleuve et on a même des exemples de détournements de rivières par suite de ces amas de glaçons qui [illegible] remontés à la surface de l'eau.

C'est en vertu de sa très grande légèreté que la glace brise hors des vases dans lesquels elle se forme.

L'eau à l'état liquide est très peu compressible elle est dilatable par l'action de la chaleur, et cette dilatation très faible au commencement va toujours en augmentant

selon les degrés de chaleur. cette dilatation est très irrégulière jusqu'à + 4°. qui est le degré fixé pour le maximum de densité de l'eau.

Dans de grandes masses d'eau tranquille ou qui est très peu agitée, un lac par exemple, il s'établit un état stable de température relativement à celle qui existe au fond de ce lac jamais l'eau ne pourra arriver à 0° et moins de se geler dans toute la masse.

Quand on soumet l'eau à l'action de la chaleur, elle vient s'échauffant graduellement jusqu'au moment où elle entre en ébullition. Le point d'ébullition de l'eau, est le moment où les vapeurs qui se forment dans ce liquide font équilibre au poids de l'atmosphère qui pèse sur sa surface. le point d'ébullition de l'eau dépend absolument de la pression barométrique, car si la pression devient moins forte le point d'ébullition est plus prompt.

L'Évaporation de l'eau se fait à toutes les températures, à −20° la glace donne des vapeurs dont la force élastique est $0^m,0013$. à 0° la force élastique de ces vapeurs est $0^m,00506$.

L'État solide d'un même corps n'a aucune espèce d'influence sur la quantité de vapeurs que ce corps peut donner ——

le maximum de Densité de l'eau n'a aucune espèce d'influence sur la loi de réfraction de ce corps, ainsi l'eau à +100° a une force élastique 0m,760 égale à la pression barométrique à +121°,4, cette force élastique est égale à 2 atmosphères (0m,760 X 2) à +135,1 elle est égale à 4 atmosphères (0m,760 X 4) à 224° elle est égale à 24 atmosphères (0m,760 X 24) — après le degré d'ébullition l'eau entre en vapeur elle prend alors la forme de fluide élastique. La vapeur d'eau n'est point visible quand elle n'a pas le contact de l'air - toute vapeur visible est la vapeur vésiculaire, elle est formée de petits globules visibles et agglomérés par le refroidissement et amenés à l'état liquide. L'opération qui consiste à obtenir l'eau liquide par la condensation de sa vapeur prend le nom de Distillation c'est aussi par ce moyen qu'on la purifie - En général la Distillation est une opération qui a pour objet de séparer un corps d'un autre par le moyen de la chaleur.

Il faut que le corps qui doit être séparé entre en ébullition plus facilement que le corps qui doit rester - Ainsi l'eau de puits et une eau contenant en dissolution beaucoup de sels calcaires et par le moyen de la Distillation on sépare l'eau pure de ces sels l'eau entrant plus

promptement en ébullition que les sels, entre ainsi plus promptement en vapeur et distille. — Les appareils de distillation sont différents, mais tous reposent sur un même type, cet type est une cornue. L'eau entre en ébullition dans la panse de cette cornue et sa vapeur passant par le col s'y condense et se rend dans le récipient entouré d'eau froide qui liquéfie cette vapeur. Il faut pour être bien certain de l'exactitude de l'eau qu'on distille, que le col de la cornue soit incliné en arrière afin que si quelque peu de sel venait à être emporté par cette vapeur et se puisse rendre dans le récipient, en se trouvant arrêté dans le col de la cornue. Les appareils les plus utiles pour les distillations en grand sont les alambics, dans les laboratoires on peut adapter au caldron ballon un long tube qui est entouré d'un papier non collé sur lequel on fait arriver un filet d'eau froide qui étant retenu par le papier condense ainsi la vapeur d'eau. On peut encore employer pour refroidir l'appareil ... remplacer le papier non collé par un manchon dans lequel on fait arriver l'eau froide en A et l'eau [illegible]

echauffé par la vapeur d'eau, qui passe dans le tube, fort chaude par le tube en B

Quand une distillation est discontinue on donne le nom de soubresauts aux intermittences qui existent dans l'ebullition. Les phenomènes de soubresauts sont très variables selon la nature des liquides et des vases qui renferment les liquides. Une distillation se fait toujours d'une manière continue dans des vases metalliques, elle est au contraire très souvent discontinue dans des vases de verre. Dans des vases metallique l'ebullition a toujours lieu regulièrement à +100° dans des vases de verre elle a lieu qu'à 101° 102° 106 même selon la nature des liquides. Ces soubresauts sont occasionnés par l'adhésion plus ou moins forte du liquide pour le vase qui le renferme aussi evite-t-on ces soubresauts en jettant dans les vases des limailles, ou des corps qui ne puissent être altérés par le liquide, de cette manière on détruit l'adhérence du liquide pour le verre.

L'eau distillée est elle absolument pure? non pas absolument surtout si elle a eu le contact de l'air, cette eau n'est plus pure, l'eau de pluie contient de l'air, et est aussi bien le premier eau

dissolvant, l'eau distillée en contient aussi. on
demontre la présence de l'air dans l'eau en les
faisant chauffer et de l'eau qui remplit entierement
un matras auquel est adapté un tube
recourbé se rendant sous une cloche. bientôt par
l'ébullition l'air se dégage et se rend sous la
cloche, ramassant cet air entierement semblable
à l'air atmospherique. Après quelque temps
d'ébullition l'eau ne contient plus d'air.
ordinairement elle en contient 1/36 de son volume.
En faisant le vide à la surface de l'eau on
parvient aussi à lui ôter l'air qu'elle contient;
la pression de l'air étant diminuée permet
à l'air de s'échapper en vertu de la pression qu'il
exerce à l'intérieur de la masse liquide —

29 mars 9e leçon - Eau pure, privée d'air

L'eau véritablement pure est celle qui est
complètement privée d'air et de tous corps quelconques
solubles mais qui seraient étrangers.
L'air contenu dans l'eau et qui en forme
les 0,36 du volume est cependant bon pour la
respiration de tout ce qui vit dans l'intérieur de
l'eau, ainsi les poissons les plantes vivent
parfaitement au fond des eaux ne respirant
que l'air qu'ils y trouvent.

L'eau chimiquement pure étant celle qui est absolument privée de tous corps même de l'air c'est elle qu'il faut étudier comme type —
On savait depuis longtemps, qu'en faisant brûler de l'Hydrogène dans l'air et présentant un corps froid au contact de cette flamme on voyait ruisseler de l'Eau le long des parois du vase — l'Oxigène fut découvert en 1774 et cependant ce ne fut que 8 à 10 ans plus tard que fut faite la décomposition de l'Eau en 1783 ou 84 —
Watt avant Cavendish avait remarqué la formation de l'Eau comme produit de la combustion de l'Hydrogène dans l'Oxigène, mais pour bien constater la véritable composition de l'Eau il fallait que le poids de l'Eau fut égal aux poids de l'Oxigène et de l'Hydrogène employé —
Pour arriver à ce résultat Monge imagina de faire un mélange ~~en volume~~ de deux parties d'Hydrogène et une d'oxigène, et il enflamma ce mélange il y eut alors une véritable détonation. Il obtint une quantité d'Eau très minime voyant le résultat de son opération, il imagina de répéter plusieurs

fois et d'une manière successive ces détonations.
pour cela il enflamme son mélange gazeux par
un serie d'étincelles électriques, en opérant dans
l'eudiomètre de Volta. Sur la cuve à mercure
on emploie maintenant pour faire cette
experience le nouvel eudiomètre de Volta
modification ~~[illegible]~~ de l'ancien eudiomètre
qui rend cet instrument beaucoup plus
simple et le rend aussi beaucoup plus juste
dans les resultats obtenus en opérant avec lui —
En opérant dans l'eudiomètre, on fait passer
dans cet instrument un mélange de deux
parties de gaz hydrogène et 1 de gaz oxygène —
on enflamme et il n'y a pas de residu.
Si on mettait trois parties d'hydrogène, il
resterait après la détonation une partie de
gaz qu'on reconnaitrait pour être de l'hydrogène
donc l'Eau est bien composée en volume de
2 parties d'hydrogène et 1 oxygène — de même
il resterait une partie de gaz oxygène, si on
mettait 2 d'hydrogène et 2 d'oxygène —
En faisant une serie de petites explosions
on arrive a obtenir une petite couche d'eau
Monge dans ses diverses experiences n'était
pas parvenu à un résultat exacte, mais il

y a environ 30 ans on est parvenu à mesurer exactement les volumes des deux gaz qui constituent l'eau.

Si les gaz sont humides il peut arriver il arrive aussi qu'il y a variation dans le volume, mais cette variation disparait si les gaz sont tous deux au même degré de d'humidité.

Composition de l'eau

En volumes l'eau est composée de
 2 parties d'Hydrogène et 1 partie d'Oxygène
En Poids sous la pression ordinaire (0m,760) le poids de l'air étant pris pour unité.
En faisant la somme des Densités des deux gaz on trouve 0,13770 pour celle de l'Hydrogène et 1,1026 pour la Densité de l'oxygène.
Sur 100 parties il y a en poids 11 d'Hydrogène et 89 d'Oxygène.

(Densité H = 0,06885 comme deux volumes de H il y a donc 0,06885 × 2 = 0,13770 + 1,1026 Dens: de O)

analyse de l'eau

Pour connaître la composition de l'eau il y a fallu aussi procéder par la décomposition et arriver par l'analyse à la séparation de ses élémens. pour cela on fait passer de la vapeur d'eau sur du fer rouge dans un tube de porcelaine ~~[illegible]~~

également rouge, on obtient de l'oxide de fer et de l'Hydrogène qui se dégage et qu'on recueille au moyen d'un tube recourbé — on peut très bien reconnaître quelle est la quantité de vapeur d'eau qui a été décomposée, en connaissant le ~~poids~~ quantité d'Hydrogène qu'on a recueillie — on connait par là aussi quelle est quantité d'oxigène qui s'est combiné avec le fer — Il faut pour que l'analyse soit exacte, que le poids de l'eau décomposée soit semblable à celui de chacun des deux gaz: mais ~~est~~ ce moyen d'analyse n'est point bon comme moyen de précision, mais il est très bon pour constater la présence de ces deux gaz dans l'eau.

Synthèse de l'eau

On constate encore la composition de l'eau par la réduction d'un oxide par l'Hydrogène en faisant passer, par exemple une quantité connue d'Hydrogène sur de l'oxide de cuivre chauffé au rouge, l'oxide de cuivre est réduit il y a formation d'eau et il reste du cuivre métallique, connaissant le poids de l'eau obtenue et le poids de l'oxide, on arrive à ~~connait~~ connaître le poids de l'oxigène —

Comme point de comparaison pour les poids, les anciens chimistes rapportaient tout ~~à 100~~ ce qui fut cause d'un grand nombre d'erreurs —

l'unité de comparaison maintenant adoptée est un poids donné d'oxygène ce poids est égal à 1. le poids de l'Hydrogène est 0,125

Ces nombres prennent encore le nom d'Equivalents, ainsi l'Eau est formée en poids de 1 Equivalent d'Hydrogène, et de 1 Equivalent d'oxygène mais en volumes, il y a deux parties d'Hydrogène contre une d'oxigène —

Ces deux parties d'Hydrogène et une d'oxigène font un total de trois parties qui se condensent en un volume de vapeur égal à deux quand on opère à la température de +100° il y a donc contraction égale à 1 et on a une diminution de volume, la contraction est égale au 1/3. ~~[illegible]~~ la Densité de la vapeur trouvée experimentalement est exactement la même que la Densité trouvée théoriquement.

la Densité de la vapeur est ainsi calculée —

2 volumes d'Hydrogène	=	0,13770
1 volume d'Oxigène	— =	1,10260
la Densité totale	=	1,24030

mais le volume de vapeur étant 2 reconstitué en resulte on a donc $\frac{1,24030}{2} = 0,62015$

le volume de vapeur est donc égal à 0,62015.

et le rapport de cette vapeur avec l'air est 10:16.

la vapeur pesant 10 et l'air pesant ~~16~~

L'Eau produit 1700 fois son volume de vapeur.

On peut ensuite au moyen de l'Hydrogène et connaissant la composition de l'eau faire l'analyse de l'air au moyen de ce gaz — en effet.

analyse de l'air par l'Hydrogène.

Si on prend 100 parties d'air et qu'on les mélange avec 100 de gaz Hydrogène, on a un volume égal à 200. après la détonation on aura un résidu égal à 137. la différence entre 200 et 137 est 63 — ce nombre est celui de l'Eau formée, or comme l'eau contient un tiers de son poids d'oxigène on a le 1/3 de 63 égale 21 pour le poids de l'oxigène de l'air — 21 + 42 = 63 — 42 est le poids de l'Hydrogène

8 avril. 10me leçon

analyse de l'air contenu dans l'Eau.

On a fait aussi exactement que pour l'air atmosphérique, l'analyse de l'air contenu dans l'eau on a aussi opéré au moyen de l'Hydrogène. en effet faisant détoner un mélange de 100 parties d'Hydrogène et 100 parties de cet air, on a eu un résidu égal à 104 — la différence entre ~~204~~ 104 et 200 est 96 le 1/3 de 96 est 32. qui est le poids de l'oxigène — 32 ~~+~~ 64 le poids de l'Hydrogène = 96 le poids de l'air contenu dans l'Eau

L'air contenu dans l'eau contient à peu près le 1/3 de son volume d'oxigène et les 2/3 d'azote.

En faisant détoner dans l'Eudiomètre un mélange d'Hydrogène et d'air il y a production de .....

chaleur, cette température produite par l'inflammation du gaz hydrogène est si forte, que 1000 grammes de gaz hydrogène en brulant, ~~pourrait~~ pourraient élever 1000 grammes d'eau de 23,000° ou bien élever de 1° 23,000 grammes d'eau), au moment de la combinaison des deux gaz il y a production d'un choc qui est même quelquefois assez violent pour faire sortir une portion de l'air hors de l'appareil —

Pour obvier à cet inconvénient, on a d'abord voulu fermer l'éprouvette avec un bouchon, mais par l'effet de l'absorption il se produit un vide au dessous du niveau de l'eau dans le tube, et alors l'air contenu dans cette eau se dégagerait et occasionnerait des erreurs — pour remédier à cet autre inconvénient on a imaginé de percer le bouchon et de placer sur cette ouverture une petite soupape faite avec un petit ~~morceau~~ disque de verre ou de tôle, par l'effet de la secousse cette petite soupape est ouverte, et alors une certaine quantité d'eau venant à se précipiter dans l'eudiomètre au moment où le vide se fait remplace la quantité d'eau qui monte dans le tube par l'effet même de ce vide, la petite soupape pour être maintenue dans une

position verticale est attachée à une petite tige ou à un petit fil qui traverse l'ouverture du bouchon. Par cette expérience dans l'eudiomètre on parvient à connaître la solubilité exacte de l'azote et de l'oxygène dans l'eau.

En effet l'eau contient 0,02777, dont la quantité d'oxygène contenue dans cet air est 32. En posant la proportion 100 : 32 :: 0,02777 : x on a 0,0088864.

La pression exercée sur le gaz oxygène est cinq fois moindre que si ce gaz était pur, parce qu'il n'entre que pour 1/5 dans la composition de l'air, donc l'eau prend moins de gaz oxygène de cette manière que si elle était mise en contact avec du gaz oxygène pur. Il faut alors multiplier ce résultat par 5 parce que la solubilité du gaz oxygène est 5 fois plus petite. On a un résultat. Ainsi on multiplie par 21 on a $0,0088864 \times \frac{100}{21} = 4,231$. Ainsi 4,231 est la quantité d'oxygène dissoute dans l'eau.

Le même raisonnement et le même calcul conduisent à trouver 2,390 pour le nombre de l'azote.

L'eau de pluie est parfaitement saturée d'air. En effet cette eau tombant très divisée et traversant ainsi tout l'atmosphère, dissout en passant une très grande quantité d'air et se sature

Les proportions dans lesquelles l'oxigène et Hydrogène se combinent sont très étendues, mais leur force d'absorption diminue à mesure que les proportions d'Oxigène viennent à augmenter.
Le Tableau suivant donne une idée de ces degrés différents d'absorption dans un degré pour agir par des nombres plus exacts en après 97,3 pour l'Hydrogène plus en rapport avec les différentes quantités de l'oxigène —

Hydrogène —	Oxigène —	absorption —
100 = 97,3	202,7	146 —
100 = 97,3	302,7	146. —
100 = 97,3	402,7	146. —
100 = 97,3	902,7	146. —
100 = 97,3	952,7	68. —
100 = 97,3	1002,7	55. —
100 = 97,3	1202,7	24 —
100 = 97,3	1402,7	14 —
100 = 97,3	1602,7	0 —

Si dans la masse de l'air on avait un mélange de 5,2 d'Hydrogène, il ne pourrait pas y avoir d'Inflammation, mais alors il y aurait un changement dans le rapport de cet air, il ne serait plus 100, mais il serait 16,234 —

analyse de l'eau par la Pile.

Un moyen très exact d'analyser l'eau est de
la décomposer par la Pile. en effet par le moyen de
cette électricité l'eau est décomposée sans le secours
d'aucun agent matériel, le fil de la Pile qui sert
de conducteur, n'est absolument là que comme
agent neutre c'est absolument ainsi que l'on voit
l'oxigène se rend au pôle positif de la Pile et
l'Hydrogène se rend au pôle négatif on les reçoit
sous de petites cloches et alors quand on les a
recueillis on en constate les propriétés et on en
mesure les volumes

Historique. C'est à Lavoisier qu'est due la véritable décom-
position de l'eau elle fut en 1784 – Macquer avait
quelque temps auparavant préparé cette belle
découverte en remarquant que l'eau se formait
quand on venait à présenter un corps froid à
la flamme de l'Hydrogène brûlant dans l'air
Cavendish et les autres chimistes de ces
temps disaient que l'eau était de l'Hydro-
-gène déphlogistiqué, d'autres au contraire
disaient que c'était de l'Oxigène phlogistiqué
Ces contradictions ne sont pas rares
dans les derniers temps de l'ancienne chimie
qui était très embrouillée et difficile à
bien étudier à cause de cette fameuse théorie
du phlogistique qui aujourd'hui n'existe plus.

3 avril. 11me leçon.

après l'étude de l'eau qui est le corps neutre résultant de la combinaison de l'hydrogène et de l'oxygène, il faut étudier les corps qui résultent de la combinaison de l'oxygène ou de l'hydrogène avec un autre corps de manière à donner naissance à des corps acides — de là résulte d'abord une grande division dans cette espèce de composés — les acides qui résultent de la combinaison de l'oxygène avec un autre corps prennent le nom d'Oxacides. et les acides qui résultent de la combinaison de l'hydrogène avec un autre corps prennent le nom d'Hydracides.

il existe entre ces deux classes d'acides une démarcation bien tranchée résultant ~~même~~ de la nature même de leur composition, car il est bien reconnu par l'expérience que l'affinité d'un corps pour l'hydrogène diminue l'affinité de ce corps pour l'oxygène et réciproquement.

Hydracides — Les premiers corps qui se présentent pour former des Hydracides sont le Fluor le Chlore, le Brome et l'Iode, qui tous ~~com~~ ~~bin~~ en se combinant avec l'hydrogène donnent naissance à un composé acide en

propriétés acides parfaitement bien reconnues et étudiées —
Dans l'étude de ces composés, le corps qui résulte de la combinaison du Fluor avec l'Hydrogène étant moins facile à étudier que celui qui résulte de la combinaison du Chlore avec l'Hydrogène, il sera étudié après —

Acide Chlorhydrique

Combinaison entre le Chlore et l'Hydrogène

La combinaison entre le Chlore et l'Hydrogène se fait très facilement. en faisant détoner le mélange comme le mélange de l'oxigène et l'Hydrogène pour former l'eau le gaz qui en résulte a une réaction très acide, et tous ses caractères démontrent cette acidité. La détonation se fait avec production de flamme et par cela même indique une combinaison très intime car il y a une chaleur très intense produite et l'intensité de la chaleur dans les combinaisons est d'autant plus forte que les corps composants ont pour pouvoir entre eux une affinité plus grande. On peut encore donner naissance à cet acide en faisant brûler de l'Hydrogène dans du chlore. de cette manière on connait parfaitement la composition de cet acide Chlorhydrique.
Le gaz n'est point un simple mélange de Chlore

et d'Hydrogène ; mais bien une véritable combinaison de ces deux gaz.

Quand on [illegible] deux vases d'une égale capacité, et pouvant facilement se fermer hermétiquement l'un par l'autre, et que dans chacun de ces vases on fait entrer une certaine quantité égale dans les deux flacons l'un plein de gaz Hydrogène, l'autre de Chlore, ces deux gaz sont parfaitement secs. Si cet appareil est placé à l'abri de la Lumière il n'y a que mélange des deux gaz, s'il est placé à la lumière diffuse il y a combinaison mais lentement, mais si le mélange est exposé à l'action directe de la Lumière, il y a instantanément combinaison très prompte avec inflammation, détonation et rupture du vase.

action de la Lumière sur le mélange de Chlore et Hydrogène

Si on vient à ouvrir ce vase sur le mercure, on trouve que le volume total est exactement le même que la somme des deux volumes composants. Il résulte un fluide élastique incolore, qui est la nouvelle combinaison. Le Chlore et l'Hydrogène dans ce composé se combinent à volume égal et il n'y a pas de condensation apparente. Si on mêle [illegible] de chlore et 938 de Hydrogène après l'inflammation, l'opération étant terminée on trouve un résidu d'Hydrogène 394 exactement

Composition de l'acide chlorhydrique

égal à la différence entre les deux quantités de gaz combinés –

Densité. On trouve très facilement la Densité de l'acide Chlorhydrique gazeux, connaissant la densité de ses composants. ainsi 1 volume de Chlore pèse 2,4420. et 1 volume d'Hydrogène 0,0688. la somme de ces deux quantités est 2,4508. qui est le poids de deux volumes d'acide Chlorhydrique prenant la moitié de ce nombre est 1,2254 qui [est] le poids d'un volume d'acide Chlorhydrique gazeux le volume d'air pesant 1.

On obtient l'équivalent de ~~Chlore~~ l'acide Chlorhydrique en constatant la quantité de Chlore qui se combine avec un équivalent d'Hydrogène – en posant la proportion

Equivalent. 0,0688 : 2,4420 :: 0,125 : x = 4,4265. qui est le poids de l'équivalent du Chlore

Préparation On obtient l'acide Chlorhydrique et en très grandes quantités par la décomposition du sel marin par un acide plus fort que l'acide chlorhydrique qui s'y trouve. On emploie l'acide sulfurique – Il faut chauffer légèrement pour activer la décomposition – Le sel marin est un Chlorure de Sodium (Chlore et Sodium). l'acide sulfurique contient toujours de l'eau (Hydrogène et oxygène) dans la réaction l'Hydrogène de l'eau s'unit au Chlore, forme l'acide Chlorhydrique et qui

qui se dégage, l'oxygène se porte sur le sodium forme la soude qui s'unit à l'acide sulfurique et se forme du sulfate de soude qui reste dans la cornue.

Le gaz ayant une très grande force de solubilité dans l'eau il faut nécessairement le recueillir sur le mercure.

Propriétés physiques et Chimiques

L'Acide Chlorhydrique est un fluide élastique permanent, incolore ayant une même loi de dilatation que l'air, il est de même aussi compressible. Il est liquéfiable sous une pression de 40 atmosphères et une température de -10°. Son odeur est très piquante assez désagréable qui incommode si le gaz n'est pas en grande quantité. Sa saveur est très acide, et son action sur la teinture de tournesol est très ~~violente~~ il la rougit très fortement.

Solubilité dans l'Eau

Le gaz est très soluble dans l'eau, qui en absorbe 500 fois son volume. 1 millième d'air suffit pour rendre cette absorption très lente. Pour déterminer ce degré de solubilité dans l'eau on introduit dans une cloche de verre contenant une certaine quantité de gaz ~~Chlore~~ Chlorhydrique, une quantité d'eau déterminée dans une petite ampoule de verre, on brise cette ampoule avec une baguette de verre et on

constate la force de dissolution du gaz dans l'eau la dissolution du gaz augmente avec la force de pression —

La chaleur est très contraire à la dissolution des gaz, le maximum de température est à 0 si on chauffe un peu on dégage les gaz de ses solutions — Pour obtenir le gaz chlorhydrique à l'état de dissolution on opère avec l'appareil de Woolf — La densité de l'eau augmente dans chaque flacon et croit avec les proportions de gaz chlorhydrique absorbé — le tube qui amène le gaz dans le flacon si amène le gaz qu'à la surface de l'eau, la couche d'eau supérieure étant plus dense va au fond du vase et ainsi de suite couches par couches jusqu'à saturation mais dans une solution de gaz dans l'eau il y a un dégagement de chaleur qui s'oppose à la saturation complète de l'eau par le gaz chlorhydrique

Les vapeurs d'acide chlorhydrique sont apparentes dans l'air, parce que cet acide étant très avide d'eau absorbe celle qui se trouve dans l'atmosphère aussi ces vapeurs sont elles d'autant plus épaisses que l'air dans lesquelles elles se dégagent est plus chargé d'humidité

La densité de l'eau saturée de cet acide est 1,2

Le gaz se dégage à mesure que tout cont- à diminuer la tension sur la liqueur qui le tient en solution. Dans ces solutions le rappor de l'eau et de l'acide est toujours 20 d'eau pour 1 de gaz chlorhydrique, le degré d'ébullition de l'eau ainsi chargée de ce gaz est 110,6. quand on distille cette liqueur l'eau et l'acide distillent en même temps, et la densité de la vapeur distillée est 1,10.

quand on chauffe l'acide chlorhydrique fumant il va en s'affaiblissant de plus en plus jusqu'à ce qu'il arrive à ce degré de saturation constant entre en ébullition à 110°.

Cet acide très faible peut être considéré comme étant formé d'eau pure et d'acide ne bouillant que à 110,6. ainsi quand on soumet cette liqueur à la distillation l'eau pure étant plus volatile passe seule la première

quand ce gaz est répandu dans l'atmosphère il est utile pour corriger les miasmes. Guyton de Morveau est le premier qui l'ait employé comme moyen désinfectant en 1773. une église était infectée par le séjour très prolongé d'un grand nombre de personnes il désinfecta lui au moyen de ce acide

~~On Prépare ce corps en traitant le Chlorure de Sodium par l'acide Sulfurique~~

5 Avril. 12e leçon.

On peut très facilement constater la composition de ce gaz même en agissant sur une petite quantité; en faisant passer dans une cloche courbe contenant de l'acide Chlorhydrique bien pur, un morceau de Potassium en élevant un peu la température on donne lieu à la formation de Chlorure de Potassium et il y reste de l'Hydrogène dans la cloche. Ainsi le gaz Chlorhydrique a été séparé en ses élémens. l'un est resté à l'Etat gazeux, l'autre s'est combiné au Potassium. On constate ainsi que le gaz Chlorhydrique est composé à volume égal de Chlore et d'Hydrogène; il faut avoir soin dans cette opération d'opérer sur le mercure et dans des cloches bien sèches

Composition

On peut encore en opérant par la voie humide parfaitement décomposer ce corps, en mettant dans un flacon de l'eau, du Zinc, et de l'acide Chlorhydrique, on obtient de l'Hydrogène qui se dégage et du Chlorure de Zinc qui reste en solution. Il a été bien constaté que dans cette opération il n'y avait pas décomposition de l'eau mais bien de l'acide. l'eau n'est là que comme récipient qui doit liser

La solution du gaz Chlorhydrique dans l'eau donne des vapeurs quand on l'expose au contact de l'air, cette propriété est due à un dégagement continuel de gaz chlorhydrique qui se fait à la surface du liquide. Ce dégagement de gaz arrivé dans l'air, se combine avec la vapeur d'eau de cet atmosphère et alors il y a formation d'un nuage plus ou moins étendu selon la quantité d'eau contenue dans l'air.

On peut faire très bien l'analyse de ce corps en faisant passer à travers de l'eau légèrement

actionnée
l'oxigène
a chaud.

en ébullition, un courant de Chlore, le mélange gazeux traverse un tube de porcelaine chauffé au rouge, il y a décomposition de la vapeur d'eau et formation de gaz Chlorhydrique et dégagement de gaz oxigène. On peut donc par ce moyen synthétique reconnaître la composition de ce corps. Au moyen de l'analyse par l'oxigène est décomposé aussi ce gaz. Pour cela on fait passer dans un tube de porcelaine rouge un mélange de gaz oxigène et de gaz chlorhydrique. On obtient de l'eau et du Chlore se dégage.

Caractères
distinctifs
de l'acide
Chlorhydrique

On reconnait l'acide Chlorhydrique à son odeur, beaucoup de corps ont une odeur analogue mais on rend sensible le chlore en ajoutant un peu de manganèse ce corps est

décomposé et il y a un dégagement de Chlore qui est un ~~de~~ ses élémens constituants. C'est ainsi qu'on a pris pour se procurer le Chlore = un corps qui est un précieux réactif de cet acide est l'azotate d'argent, au moyen duquel on peut reconnaître moins de 0,0000001 de Chlore ~~qui existe~~ dans cet acide. il se forme un précipité blanc de Chlorure d'argent et à la lumière ce précipité change de nuance et devient d'une couleur bleuâtre sale.

L'Equivalent de l'acide Chlorhydrique se prend en faisant la somme de ses constituants.

Hydrate de Chlore.

Un corps qui se rencontre souvent et qui est une combinaison de l'Hydrogène avec le Chlore est l'oxygène est l'Hydrate de Chlore combinaison de Chlore et d'Eau = ce corps est solide à une certaine température, de +7° à +8°. il est sous forme de cristaux qui ont la forme octaédrique = soumis à l'action de la chaleur dans un tube fermé à la lampe, cet hydrate se décompose à +9 à +10°. on le trouve alors composé de 1 volume de Chlore pour 20 volumes de vapeur d'Eau — cet hydrate se décompose à la température de +9 à +10° s'il est à l'air libre parce qu'alors il n'est soumis qu'à la pression ordinaire de l'atmosphère, mais comme dans le tube il est soumis à la pression de 4 à 6 atmosphères. le Chlore se trouve alors dans l'état le plus

favorable aux combinaisons, cet état de forte pression sous laquelle les combinaisons sont très stables.

à 99° l'Hydrate de Chlore se décompose complètement en ses composants.

Acide Fluorhydrique.

Historique. L'acide fluorhydrique est tout à fait analogue au précédent par l'ensemble de ses propriétés. Mr. Davy a cru avoir isolé le Fluor et l'avoir étudié pendant quelques instants. mais le Fluor est un corps qui ne peut être conservé. Davy avait essayé mais sans aucun résultat de le conserver dans des vases de Fluorure de Calcium.

Il existe dans la nature un corps anciennement appelé Spath fluor. Ce corps est le Fluorure de Calcium analogue au Chlorure de Sodium aussi est-ce en raison de cette analogie

Préparation. qu'il sert à la préparation de l'acide Fluorhydrique. le procédé de préparation de cet acide est semblable à celui de l'acide Chlorhydrique. On décompose le Fluorure de Calcium par l'acide sulfurique et l'acide Fluorhydrique se dégage sous forme de vapeurs blanches. aussi ne peut on employer quelques acides qui contiennent de l'eau, pour la préparation de cet acide Fluorhydrique

il reste dans le vase du sulfate de chaux ce corps en vertu de la très forte action de délitère et la très forte action qu'il exerce sur les vases de verre qu'il corrode très fortement, ne peut être préparé ni reçu dans des vases faits avec cette substance, on le prépare dans des cornues de plomb qui sont faites de deux pièces se fermant exactement l'une par l'autre cette cornue s'engage par son extrémité dans un tube courbe également en plomb et qui est ordinairement placé et entouré dans un mélange réfrigérant. L'acide fluorhydrique formé dans la cornue par la décomposition du fluorure de calcium par l'acide sulfurique dans la cornue, passe à l'état de vapeurs dans le tube courbe et s'y condense par le refroidissement.

Propriétés — L'acide fluorhydrique ne paraît pas à l'état de fluide élastique permanent, il se présente à l'état de vapeurs blanchâtres visiculaires il a une odeur très forte analogue à celle de l'acide chlorhydrique. On ne peut commencer à le condenser qu'à la température de 0. on ne peut le conserver dans les vases de verre car il les attaque immédiatement.

on le conserve dans des vases de platine ou d'argent
ce corps pour être pur doit nécessairement être
anhydre, du moment qu'il contient de l'eau
sa nature est changée, ce n'est plus le même corps.

Propriétés physiques. L'acide fluorhydrique est un liquide très acide
qui rougit très fortement la teinture de tournesol
qui jouit d'une action caustique au plus haut
degré, il fume très fortement à l'air humide —
à la température ordinaire sa densité est 1,06.
quand on le verse dans l'eau il fait entendre un
sifflement assez fort semblable à celui d'un
fer rouge. ce bruit est dû à la très grande force
de combinaison des deux liquides qui occasionne
un grand rapprochement des molécules — si
on combine ensemble de l'eau ayant une
densité égale à 1 et de l'acide fluorhydrique
ayant la même densité, il en résulte un
corps qui a une densité beaucoup plus grande
une fois qu'il a été mis en contact avec
l'eau, il se combine avec elle et cesse
d'être fumant.

Composition. — Pour déterminer la composition de l'acide
hydro-fluorique on ne peut agir que par
l'analogie, très grande de ce corps avec l'acide
chlorhydrique. On fait passer la vapeur
de ce corps anhydre sur du potassium
placé dans un tube métallique, le

poids de Potassium est parfaitement établi; avant l'expérience. ce métal décompose les vapeurs d'acide fluorhydrique s'empare du fluor, et l'hydrogène se dégage et est recueilli à l'extrémité du tube sous des cloches. On détermine exactement le poids de cet hydrogène ainsi que le fluorure de Potassium obtenu.

C'est ainsi que par une série d'expériences on a pu parvenir à établir avec précision, que pour 2 d'hydrogène il fallait 2,238 de fluor. L'équivalent de l'acide fluorhydrique est donc, 4,238.

Usages. — L'acide fluorhydrique à cause de sa très grande action corrodante, a été et est encore employé pour graver sur le verre. Quand un peu de cet acide vient à tomber sur le tissu animal, il ne produit immédiatement aucune sensation, mais peu de temps après il occasionne une brulure avec une chaleur assez forte pour donner la fièvre et même finir par donner la mort. Il faut quand un peu de ce corps est tombé sur la peau, laver immédiatement la place avec de l'eau.

La séparation de cet acide a été décrite plus haut c'est un mode de séparation entièrement analogue à celui de l'acide Chlorhydrique

Acide Bromhydrique

L'Acide Bromhydrique a une composition tout à fait analogue à celle de l'acide Chlorhydrique. On l'obtient en chauffant fortement ensemble du Brome et de l'Hydrogène, mais la combinaison entre ces deux corps n'est pas complète il y a toujours un excès de Brome ou d'Hydrogène, ainsi le gaz Bromhydrique n'est pas pur. On peut encore l'obtenir par la décomposition d'un Bromure mais on ne l'obtient pas encore pur.

On prend du Bromure de Phosphore qui est un composé volatile, on le met dans un tube et on introduit de l'Eau, cette Eau est immédiatement décomposée, et on obtient de l'acide Bromhydrique et de l'acide de Phosphore. La réaction se fait déjà à froid il y a production de vapeurs, mais la chaleur accélère beaucoup cette réaction.

Les vapeurs que donne ce gaz sont très analogues à celles de l'acide Chlorhydrique, et elles ne sont pas au contact de l'air. Elles ont l'apparence d'un fluide élastique incolore très probablement condensable ayant une saveur très acide; ce gaz est fumant au contact de l'air humide ce qui dénote une très grande affinité pour

l'Eau qui en prend 600 à 700 fois son volume.
Pour connaître au moyen de l'analyse la composition de ce corps on le décompose par la chaleur au moyen du potassium il se forme du Bromure de potassium et de l'Hydrogène se dégage la combinaison de ces deux corps se fait volume à volume et à équivalens égaux.
Connaissant la densité de l'Hydrogène on arrive facilement à connaître celle du Brôme l'Equivalent du Brôme est 9,993 selon mr Maria. l'Equivalent de l'Hydrogène étant 0,125 l'Equivalent de l'acide Bromhydrique sera 10,118.
l'acide Bromhydrique est décomposable par la chaleur et l'oxygène et est facilement décomposé par le Chlore. Si on vient à verser du chlore dans l'acide Bromhydrique on donne naissance à de l'acide Chlorhydrique qui se forme et à du Brôme qui se sépare tel est le procédé de mr Balard pour la séparation du Brôme.

Acide Iodhydrique

l'Acide Iodhydrique se fait directement par la combinaison de l'Iode et l'Hydrogène mais ce corps n'est pas pur il est même plus impur que l'acide Bromhydrique

il reste toujours des vapeurs d'Iode dans le composé gazeux, on ne peut même pas l'obtenir pur par la décomposition d'un iodure au moyen de l'acide sulfurique. Il faut d'abord ainsi que pour l'acide Bromhydrique faire d'abord un Phosphure d'Iode - on obtient alors en mettant un peu d'Eau et l'acide, de l'acide de Phosphore et l'acide Iodhydrique il faut élever un peu la température et recueillir le produit gazeux dans un appareil de Woolf dont les flacons sont bien secs.

On ne peut recueillir ce gaz sur le mercure car ce corps le décompose.

L'acide Iodhydrique est un gaz incolore fumant à l'air, d'une odeur analogue à celle de l'acide Chlorhydrique et Bromhydrique décomposable par la chaleur, qui ne peut être facilement condensé, il est bien moins stable que les deux autres acides au contact de l'air, et quand il est mélangé à l'Eau il est très facilement décomposable.

L'Eau l'absorbe en assez grande quantité elle en prend 400 à 500 fois son volume et en concentrant de plus en plus le gaz dans le liquide, on arrive à obtenir un

liquide qui est fumant à l'air, dont la densité est 1,7 et qui n'entre plus en ebullition qu'à +128°.

Ce corps peut être analysé par le Potassium et même par le mercure, on obtient alors des Iodures de Potassium ou de mercure et de l'Hydrogène

Ce corps est aussi décomposé par le Chlore et le Brome qui met l'Iode en liberté. La solution d'acide Hydriodique mise au contact de l'air, se colore assez promptement parcequ'il y a décomposition de l'acide, il absorbe l'oxygène de l'air, qui se combinant avec l'Hydrogène forme de l'Eau et l'Iode se dépose

8 avril. 13e leçon.

Nous passons maintenant à une classe d'Hydracides dans lesquels l'Hydrogène en se combinant avec le radical ne change pas de volume ces hydracides sont au nombre de trois. l'acide Sulphydrique. l'acide Selenhydrique. l'acide Tellurhydrique. Ces trois corps ont entr'eux une très grande analogie d'odeur, mais le plus important et le plus connu de ces trois corps c'est l'acide Sulphydrique.

Acide Sulphydrique

L'acide Hydrosulfurique, sulphydrique ou bien encore l'Hydrogène sulfuré tels sont les noms sous lequel on le connait peut s'obtenir directement: en chauffant dans une cloche courbe du soufre avec un volume donné d'Hydrogène. Davy avait reconnu et constaté qu'à la fin de l'expérience les conditions premières étaient établies et que le volume de l'Hydrogène n'avait pas changé — mais il ne peut dépasser l'action de ces corps plus que 20 0/0 le produit ainsi obtenu par la combinaison du soufre avec l'Hydrogène est un fluide élastique permanent.

Pour obtenir ce gaz on prend un sulfure celui de fer par exemple, on obtient ce sulfure en chauffant ensemble dans un creuset du soufre et du fer. Si on prend ce sulfure et qu'on ajoute de l'acide chlorhydrique on décompose le sulfure, le chlore se porte sur le métal et l'Hydrogène sur le soufre on obtient alors du Chlorure de fer et de l'acide sulphydrique. qui est gazeux permanent. Dans les circonstances ordinaires à la température de +10° et une pression de 17 atmosphères et se liquéfie, ce corps a une odeur très fétide très désagréable

semblable à celle des oeufs pourris, d'une saveur particulière, astringente. Sa Densité est 1,19.
Ce corps étant formé de substances très inflammable conserve encore ce caractère d'inflammabilité, quoique ces corps soient à l'Etat de combinaison. il brule avec une flamme bleuatre, celle du soufre et il se forme un dépot de ce dernier corps, les produits de cette combustion sont de l'Eau et de l'acide sulfureux. car on reconnaît l'odeur de ce dernier corps.—
L'acide Sulphydrique rougit la Teinture de Tournesol, mais faiblement.

Propriétés chimiques

Il se combine avec les bases et donne naissance à des combinaisons très bien déterminées. Les produits de ses combinaisons sont toujours de l'eau et un sulfure.
Ce gaz est destructeur de la vie il asphyxie et une quantité très minime (1/1500) melée à l'air tue un oiseau, un chien serait tué par 1/800 de ce gaz.
Ce gaz est très facilement decomposable si on fait passer sur du fer chauffé dans un tube de porcelaine rouge, un courant de gaz Sulphydrique, il se forme un sulfure de fer et l'Hydrogène se dégage. Pour que cette opération reussisse bien il faut la faire marcher

très lentement. On peut se servir de cette propriété décomposante des métaux, pour
analyse — l'analyse du gaz sulphydrique en chauffant dans une cloche courbe une quantité déterminée de ce gaz avec un métal. Il ne faut pas employer le Potassium parceque ce corps après avoir décomposé une partie du gaz se combinerait avec l'autre partie et il se formerait un hydrosulfite de sulfure de Potassium

Il faut pour cette operation prendre un metal qui soit parfaitement fusible, l'Etain par exemple.

L'acide hydrosulfurique est décomposé à chaud par le fer et beaucoup de métaux

Il se décompose aussi mais incomplètement en passant dans un tube de porcelaine chauffé au rouge

L'électricité le décompose exactement comme la chaleur, à chaque étincelle et à l'endroit même où elle passe il y a une portion du gaz décomposé.

Solubilité dans l'Eau — L'Eau absorbe ce gaz mais en quantité peu forte. Il faut que cette Eau soit parfaitement privée d'air et refroidie.

on opère avec l'appareil de Woolf et en a soin que les conduits de l'appareil adducteur soient bien privés d'air, l'eau en prend trois fois son volume et alors elle est dite saturée. Elle a la saveur et l'odeur du gaz qu'elle renferme, parceque se saturant sous une pression dans les flacons, cette eau tend à laisser échapper ce gaz quand la pression vient à manquer. Si on vient à chauffer cette eau, le gaz est complètement chassé, cet effet a lieu aussi dans le vide, et avec d'autant plus de raison qu'à l'air libre il se produit aussi. L'oxigène agit sur cet acide contenu dans l'eau, et le décompose, il se forme de l'eau et du soufre est mis en liberté, le dépot de ce corps occasionne le trouble que l'on remarque toujours dans les dissolutions qui ont été aérées. aussi faut il ne pas le conserver dans des flacons bouchés à l'émeri, parceque ces flacons bouchent toujours très mal, il faut conserver cette dissolution de gaz sulphureux en ayant soin de enduire de suif le bouchon et celui-ci tenir plongé dans l'eau alors il se trouve entièrement privé du contact de l'air.

action sur les ~~corps~~ Corps simples. Ce Corps est un excellent ~~reactif~~ des métaux et surtout du plomb, qu'il précipite en noir, les précipités qu'il forme avec les métaux sont différents selon les divers métaux - avec l'Arsenic le précipité est jaune - rouge avec l'Antimoine. Quand on met l'Iode en contact avec l'acide hydrosulfurique, il y a un dépot de Soufre et formation d'acide Hydriodique - si on met un excès d'Iode, la liqueur est colorée en jaune parceque l'acide Hydriodique dissout l'Iode qui colore la liqueur, il faut alors mettre un excès d'acide Hydrosulfurique qu'on chasse par la chaleur; Le même effet aurait lieu si on traitait par le Brome et aussi par le Chlore. La Composition de ce corps est a volumes égaux de Soufre et d'Hydrogène. Il faut prendre ~~avec~~ 1/6 de la quantité en poids de vapeur de Soufre, pour une même quantité d'Hydrogène.

Acide Hydrosélénique.

Séparation. L'acide Hydrosélénique s'obtient en décomposant par l'acide Chlorhydrique un sélénium quelconque formé par exemple le Séléniure de Fer décomposé par l'acide Chlorhydrique donnera du Chlorure de fer et de l'acide Hydrosélénique.

Propriétés physiques et chimiques — Ce corps est gazeux, permanent, incolore, d'une odeur très forte hépatique, analogue à celle de l'acide Sulphydrique, et fait éprouver à ceux qui le respirent, des picotements pénibles. il rougit la teinture de tournesol mais très faiblement. Il se combine avec les bases, —
Il s'enflamme et après la combustion il y a un dépot de Sélénium
L'Eau en absorbe un peu plus que de l'acide Sulphydrique —

analyse. Pour analyser ce corps on emploie les mêmes procédés que pour l'analyse de l'acide Hydrosulfurique. l'Eau qui le tient en dissolution étant décomposée abandonne le Selenium que se précipite en poudre d'une couleur rouge.

Acide Hydrotellurique

Propriétés L'acide Hydrotellurique est un corps qui a une très grande analogie avec les deux premiers son odeur sa saveur et sa manière de brûler sont semblables, son mode d'analyse et sa composition sont aussi semblables. —

Préparation On le prépare aussi en décomposant par l'acide Chlorhydrique un Tellure qu'on a formé d'abord. c'est par exemple le Tellure de Plomb. il reste du Chlorure de Plomb et de l'acide Hydrotellurique —

 10 avril. 14e leçon

Cyanogène

Le Cyanogène (Κυανος bleu γεινομαι j'engendre) est ainsi nommé parceque c'est un des corps qui constituent

Préparation le bleu de Prusse. Ce corps s'obtient très facilement par la décomposition de certains composés par exemple le Cyanure de mercure, qui ont une composition analogue au chlorure de Sodium, et au chlorure d'or qui soumis à l'action de la chaleur abandonnent leur chlore en se décomposant.

Le Cyanure de mercure chauffé dans une cornue, se décompose et le ~~alé~~ Cyanogène passe pur et est recueilli ~~comme~~ les gaz — il faut pour cette opération prendre le vase de verre le plus étroit possible.

Propriétés physiques Le Cyanogène est un fluide élastique permanent même à la température ordinaire, Il peut facilement ~~devenir~~ liquide à + 3° à 4°. et sous une pression de 4 à 5 atmosphères. Ce liquide alors est d'une densité égale à 0,9. d'une odeur toute particulière et qui caractérise parfaitement ce corps. cette odeur est très vive très pénétrante et cause un sentiment très pénible à ceux qui le respirent. Quand on enflamme ce gaz il brûle avec une très belle couleur purpurine, mais le produit

formé n'a point d'odeur caractéristique.
La densité de ce gaz est plus forte que celle de l'air elle est de 1,8.
le Cyanogène renferme comme éléments, le ~~Car~~ Carbone et l'Azote.

Propriétés chimiques

Quand on enflamme brusquement le Cyanogène, tant se mélange au ~~Cyanure~~ gaz. il y a détonation
Ce Corps est assez soluble dans l'Eau qui en prend 4 fois ½ son volume, l'alcool en prend 23 fois son volume.
le Cyanogène est par lui même un corps neutre qui peut contracter une combinaison très aisée et les composés chimiques deviennent plus stables par une nouvelle combinaison à l'aide de la chaleur.
Il peut résister à une température très élevée sans se décomposer surtout quand il est combiné avec d'autres corps ~~[illegible]~~.

action sur les corps simples

le Fer chauffé avec le Cyanogène à une température élevée décompose ce corps qui lui cède un peu de charbon. Ce serait même un mode d'analyse du Cyanogène.
La Lumière décompose les solutions de ce gaz.
Chauffé avec du Potassium, il se combine avec ce métal, il se forme du Cyanure de

Potassium qui peut. enrer le Cyanogène ~~pas~~ en ~~tous~~ le decomposant. le Potassium absorbe le Cyanogène en nature.

le Cyanogène peut parfaitement se combiner avec l'oxigène sa combustion le démontre; car le Carbone contenu dans le Cyanogène ne peut jamais prendre l'état de vapeur, cependant en chimie on admet la vapeur de Carbone.

On peut se servir de l'oxigène comme agent d'analyse du Cyanogène, pour cela on met dans un eudiomètre un mélange de Cyanogène et d'oxigène, 100 parties de Cyanogène et 200 d'oxigène, quand l'operation est terminée, on a un volume de gaz égal à 300 volume égal à celui des gaz mélangés, dans ce mélange on trouve 100 de Cyanogène et 200 d'acide Carbonique. car si on traite le ~~...~~ mélange par la potasse on a pour résidu 100 ~~...~~ d'azote pur car la potasse n'a absorbé que 200 d'acide Carbonique.

Pour 100 de Cyanogène on trouve que la Densité est égale à ~~...~~ la somme de la Densité de 2. volumes de vapeur de Carbone (0,4163) et à 1 volume d'azote (0,9760) la densité totale ~~...~~ En effet 100 volumes de Cyanogène pesent 1,8086.

2 Vap. de Carbone	$= 0{,}4163 \times 2 = 0{,}8326$	$\}$ 1,8086
1 ... azote	$= 0{,}9760 \times 1 = 0{,}9760$	

la Densité du Cyanogène trouvé par expérience est 1,8064 —
le Poids du Cyanogène employé est égal au volume employé 2 volumes de vapeur de Carbone et 1 volume d'azote condensés en un seul volume forment l'Equivalent du Cyanogène —
Une quantité donnée de Potassium mise dans l'Eau donne lieu à la production d'une certaine quantité d'Hydrogène si on met une même quantité de Potassium dans le Cyanogène, il absorbe exactement une quantité de Cyanogène égale à la quantité d'Hydrogène qu'il déplace dans l'Eau on déduit que le Cyanogène est composé de 1 volume d'azote et de 2 de Carbone l'Equivalent du Cyanogène sera 3,2782

2 volumes de Carbone = 0,750 × 2 = 1,5000.
1 volume d'azote = 1,7782 × 1 = 1,7782 } = 3,2782

1 l'Equivalent du Cyanogène est donc représenté par 2 comme celui de 1 Hydrogène —

Acide Hydrocyanique

Préparation — On prépare l'acide Cyanhydrique par un procédé analogue à celui employé pour l'acide Sulphydrique — En décomposant un Cyanure par l'acide Chlorhydrique soit le Cyanure de mercure on obtient un Chlorure de mercure et l'acide Cyanhydrique.

On met dans un matras un mélange de Cyanure de mercure et d'acide Chlorhydrique. on chauffe à une température modérée

l'acide Cyanhydrique qui est très volatil se dégage. Comme ce corps est très hydraté on lui fait traverser un long tube contenant des fragments de Chlorure de Calcium et de Carbonate de chaux qui retiennent les uns l'eau et les autres l'acide Chlorhydrique qui pourrait être entraîné. La vapeur d'acide Cyanhydrique se rend dans un récipient placé dans un mélange réfrigérant. et alors vers un froid de -21° centigrades l'acide Cyanhydrique est condensé.—

Propriétés physiques. Cet acide liquide est transparent incolore doué d'une très grande mobilité, cet acide a une odeur très forte. très caractéristique cette odeur est celle du Kirschwasser et des amandes amères etc. elle est très insupportable et même dangereuse. La saveur est d'abord très fraîche puis brûlante. la fraîcheur est due à la très grande volatilité de ce corps, il entre en ébullition à +26° la saveur brûlante est particulière à ce corps.

cet acide est le poison le plus énergique que l'on connaisse, une quantité très minime suffit pour donner immédiatement la mort à un animal assez fort. (une goutte sur l'oeil d'un chien)
La Densité à l'Etat liquide est 0,77 —
à une Température de — 15° on peut le congeler ~~est~~ alors il cristallise sous forme de belles aiguilles semblables aux cristaux de nitrate d'ammoniaque —

Densité — La Densité de sa vapeur a été déterminée par le calcul, pour cela on a employé un instrument ainsi construit.

Dans une cloche graduée C et placée sur un bain de mercure, on introduit une petite ampoule A pleine de l'acide cette petite ampoule s'emplit par absorption — pesée avant et après avoir été remplie cette ampoule donne la quantité d'acide qu'elle renferme — on chauffe l'éprouvette en la tenant à une température constante en l'entourant de vapeur qui arrive en V dans le manchon MM qui recouvre la cloche tout l'appareil est alors à + 100. pour conserver à tout l'appareil une température constante on recouvre le tout d'un manchon de carton un thermomètre T placé dans le manchon indique la température de l'appareil

l'acide cyanhydrique en se volatilisant ~~fait~~ déprime le mercure d'un certain nombre de degrés, au moyen de cet appareil on est arrivé à déterminer la densité de ~~cet acide~~ la vapeur ~~de cet~~ acide elle est. 0,9476.

L'acide cyanhydrique liquide le plus souvent peut néanmoins prendre la forme de ~~vapeur~~ cette vapeur est permanente à + 30°. en mêlant cette vapeur d'acide à un autre corps, on l'obtient à l'état de fluide élastique permanent.

Si on a dans une éprouvette un volume donné d'un mélange d'air et de vapeur de cet acide, on peut au moyen de la potasse absorber tout l'acide

analyse. Au moyen de l'eudiomètre on fait très facilement l'analyse de cet acide. Si opérant dans un étuve ayant la température de + 20° on introduit dans une éprouvette contenant du gaz cyanhydrique, un morceau de potassium ce métal se combinera avec le cyanogène et formera du cyanure de potassium dont on reconnaîtra les propriétés l'hydrogène reste dans la cloche.

L'acide cyanhydrique est formé à volumes égaux de cyanogène et d'hydrogène

12 avril - 15ème leçon / Oxacides -

Composés d'Oxigène et d'Azote

Les Combinaisons d'oxigène et d'Azote se font toujours en rapport multiple et défini comme 1, 2, 3, 4, 5. Pour plus grande facilité dans l'exposition des phénomènes de ces composés, il faut dans l'Etude de ces corps commencer par le composé le plus oxigéné, parceque les autres composés dérivent de lui -

Acide Nitrique

On a été très longtemps avant de connaitre la composition de l'acide nitrique ou azotique à cause de la grande variété de coloration de cet acide qui donnait tantot des vapeurs rutilantes tantot des vapeurs blanches

Experience de Cavendish - Cavendish le premier demontra la veritable composition de l'acide nitrique - Pour cela il fit un sel entièrement analogue au nitre

Il avait pris un tube recourbé et plein de mercure les extremités de ce tube aboutissaient dans des vases également pleins du même corps - A cette époque on avait déja des soupçons sur la composition de ce corps car on connaissait la mofette (azote) - Cavendish mit alors dans son tube un mélange en proportions

connues d'oxygène et d'azote et fait alors passer des étincelles électriques à travers ce mélange et remarqua que par le passage de ces étincelles le volume des gaz diminuait, et finit par obtenir un liquide qui contenait de l'acide nitrique. Puis au dessous du mercure il met une base alcaline (la potasse) qui est ensuite dans l'eau et absorbe l'acide à mesure qu'il se forme. Il arriva ainsi à former du nitre. pour 2 parties d'azote il remarqua qu'il disparaissait 5 parties d'oxygène, ce fut en 1785 qu'il fit cette belle découverte.

Séparation. On retire l'acide nitrique du nitrate de potasse ou salpêtre, on le retire aussi du nitrate de soude sur lesquels on verse un acide plus fort que l'acide nitrique et qui par cela même le déplace. Cette décomposition se manifeste par d'abondantes vapeurs blanches qui sont l'acide nitrique. il reste alors du sulfate de potasse ou combinaison de l'acide sulfurique avec la potasse, ou bien du sulfate de soude si on a retiré l'acide du nitrate de soude. Il y a dans cette opération élévation de température qui favorise ainsi la décomposition du sel. Quand on opère

à froid, l'acide nitrique se dégage mais peu parce qu'à froid sa volatilité est faible, mais si on élève tant soit peu la température alors il y a production d'abondantes vapeurs d'acide nitrique qui se dégage abondamment.

Si on fait dans une cornue un mélange à parties égales de salpêtre et d'acide sulfurique, on obtient une masse compacte si on chauffe cette masse prend une consistance liquide comme de l'eau et alors en continuant à chauffer, l'acide nitrique se dégage sous forme d'abondantes vapeurs, on adapte à la cornue une alonge et un ballon et on refroidit cet appareil dans lequel des vapeurs d'acide nitrique se condensent. il faut avoir soin de chauffer au bain de sable pour que la température soit toujours ~~constante~~ constamment égale et par là même éviter la rupture du vase.

Propriétés phys: L'acide nitrique ainsi obtenu est jaunâtre et cette couleur indique son état d'impureté en effet il renferme alors d'autres combinaisons d'azote et d'oxygène qui se sont formées par la décomposition de l'acide nitrique

il peut aussi contenir un peu d'acide sulfurique qui aurait pu passer à la distillation avec l'acide nitrique. On purifie alors cet acide par différents procédés entre autres et celui qui est employé avec le plus d'avantages, est celui de Mr. Millon. On décrite par la Baryte tout l'acide sulfurique qui a pu passer, puis pour se débarrasser l'acide nitrique des autres composés d'oxigène et d'azote qui le colorent (acides nitreux, hypoazotique) Mr. Millon fait passer dans cet acide, à froid, un courant d'un gaz lourd qui se dégageant de bas en haut dans le flacon chasse le gaz colorant qui était dans l'acide nitrique. Ce gaz (acide carbonique) décoloré même quand on soumet l'acide à une légère chaleur et même à froid.

Purification (Millon).

Quand l'acide nitrique est pur, il est incolore, fumant à l'air quand il est concentré. Son odeur est peu forte mais particulière. Il est très fortement acide, il. donne à la teinture de tournesol une couleur pelure d'oignon (caractère d'une très grande acidité) Sa saveur est très fortement acide, mais quand il est près en limonade sa saveur n'est pas désagréable.

Propriétés phys: et chimiques

La densité au maximum de concentration est 1,52. et son degré d'ébullition commence

Densité

vers +86° à +87°.
quand il est soumis à l'action de la chaleur, sa décomposition est assez facile car il est très peu stable. quand on le chauffe d'un grand état de concentration, il dégage du gaz l'Oxigène, mais s'il contient tant soit peu d'eau il ne peut y avoir de décomposition. plus la chaleur est élevée plus facilement aussi se fait cette décomposition. si la chaleur est très forte il y a décomposition de l'acide lors même qu'il contient de l'eau mais alors il y a production de vapeurs rutilantes ce qui indique la présence d'autres acides — d'azote

action sur les corps

Il résulte de cette grande facilité de décomposition qu'il attaque très facilement différens corps. quand il est concentré il brûle le Phosphore le Carbone, les huiles — et même quand il n'est pas très concentré il attaque les métaux. par exemple le Zinc le Cuivre l'argent.
L'acide nitrique et l'Eau se combinent en toutes sortes de proportions.
L'acide nitrique faible soumis à l'action de la chaleur, se concentre de plus en plus et finit par distiller d'une manière uniforme le point d'ébullition est alors, à +122° +123°. et la densité de cet acide est 1,42

116

l'acide nitrique même le plus concentré n'est pas anhydre car on peut y démontrer la présence d'une certaine quantité d'eau

Si on prend une base qui même en opérant dans l'eau peut donner naissance au sel anhydre avec l'acide nitrique. par exemple l'oxide de Plomb qui aille fatiné. Combinant cet oxide avec l'acide nitrique on forme du nitrate de Plomb. si cet oxide contient de l'eau cette eau se sépare et si on chauffe l'acide nitrique avec une très grande quantité de base en excès on peut ~~déterminer~~ ~~mais~~ très facilement quelle quantité d'eau contient l'acide ~~nitrique~~.

Détermination de l'eau

Si on chauffe ensemble 50 grammes d'acide nitrique et 200 grammes ~~d'oxide de Plomb~~ il y a une perte d'eau et combinaison d'une portion de l'oxide avec l'acide nitrique la combinaison se fait mieux si on ajoute 20 grammes d'eau et encore ~~la quantité~~ n'est pas rigoureusement nécessaire de déterminer la quantité d'eau. on obtient alors un résidu pesant 2040 et dans lequel il y a 20 parties d'acide des combinées avec une portion de l'oxide de Plomb. donc l'acide nitrique est toujours composé d'une certaine quantité d'acide réel et d'eau

(L'eau dans une grande partie des acides sert de

lées aux combinaisons; il existe donc des hydrates dans lesquels l'eau joue le rôle de base)–

La Composition de l'acide nitrique est constante il contient toujours un equivalent d'acide réel et deux équivalents d'eau

Si on chauffe l'acide nitrique qui contient un peu d'eau et le concentre jusqu'a cequ'il ne contienne plus que un equivalent et demi d'eau

La Lumière décompose l'acide nitrique très facilement même quand elle est très peu intense et il y a dégagement d'oxigène. suivant la force de l'acide il acquiert alors une teinte orangée ...... et d'autant plus foncée qu'il est plus concentré.

Purification — L'acide nitrique peut ne pas être pur et contenir des sels soit des Sulfates soit des Chlorures, soit des acides volatils — il faut savoir le purifier et voir de quelle manière –

s'il contient des matières fixes comme des sels, par exemple, on distille et par cette simple opération les sels restent dans la cornue.

s'il contient de l'acide hydrochlorique comme cela arrive dans le commerce, comme il est plus volatil que l'acide nitrique on pourrait par la distillation le retirer dans les premières portions qui passeraient tandis

on ne le retrerait pas complètement. Il faut alors précipiter tout cet acide Chlorhydrique par le nitrate d'argent puis distiller.
Gay Lussac indique plus haut le procédé de M. Milon pour débarrasser complètement des acides d'azote qui le colorent.
On retire l'acide nitrique du nitrate de potasse mais encore plus maintenant du nitrate de soude qui vient d'Amérique en très grande quantité.

1? avril. 16me leçon

Protoxide ou Oxidule d'Azote.

Dans l'étude des autres composés de l'azote et l'oxigène après avoir étudié l'acide azotique nous devons étudier d'abord le composé qui résulte de la combinaison au minimum de l'azote avec l'oxigène.
Ce composé est le Protoxide d'azote qu'on a aussi appelé Oxidule d'azote.

Préparation. + on l'obtient en traitant le cuivre par l'acide nitrique à un certain degré de concentration. Car si l'acide est faible on obtient du Bioxide d'azote si l'acide est un peu plus fort on obtient bioxidule. Il ne faut pas employer un métal qui ait une très grande affinité pour l'oxigène. le Potassium par exemple

car alors on n'obtiendrait que de l'azote, tout l'oxigène de l'acide serait combiné au métal.
On obtient l'oxidule en traitant le Bismuth par l'acide nitrique dont la densité est 1,2 mais il n'est jamais très pur il contient toujours un peu de Bioxide d'azote.
Pour obtenir le Protoxide d'azote dans un grand état de pureté il faut décomposer au moyen de la chaleur de nitrate d'ammoniaque ce sel entièrement décomposé donne de l'eau et du protoxide d'azote ($AzO^5AzH^3 = Az^2O^2$ ou $2AzO + 3HO$)

Propriétés physiques et Chimiques

Le Protoxide d'azote est incolore, sa saveur est douceâtre sucrée, il est inodore, il peut être condensé par une tension assez forte (50 atmos:) et à la température de −7 il peut alors être liquéfié. Il entretient très bien la combustion le Phosphore, le soufre, le fer y brulent avec un grand éclat et même bien plus vivement que dans l'air atmosphérique – mais il est impropre à la respiration et même asphyxie les animaux qui le respirent. Sa propriété comburante lui est donnée parce qu'il contient la moitié de son ~~poids~~ volume d'oxigène – il est moins asphyxiant que l'azote. Humphry Davy a reconnu qu'on pouvait le respirer pendant 3 ou 4 minutes dans le désir d'inspirer jusqu'à 80/100

on peut le recueillir ainsi à l'état de dissolution.
en opérant dans l'appareil de Woolf.

analyse

Pour analyser ce corps on le fait passer sur du cuivre rougi dans un tube de porcelaine chauffé il se décompose en oxigène qui se combine au cuivre et l'azote se dégage — Si on met deux volumes on trouve qu'un litre d'azote se combine avec un demi litre d'oxigène on détermine ainsi cette composition d'une manière exacte en opérant avec soin notant les volumes des gaz étant bien connus avant et après l'opération. La densité de ce corps gazeux ainsi que vient de la déterminer Mr Regnault est.
0,9714 pour un volume d'azote et
0,5528. pour le demi volume d'oxigène et
1,5242 est le poids de la densité totale du volume de deutoxide d'azote.

on peut encore analyser ce corps au moyen de l'hydrogène, en opérant dans l'eudiomètre dans les proportions qui font l'eau on fait détoner sur le mercure quelle on met dans l'eudiomètre 100 de deutoxide d'azote et 100 d'hydrogène on a après la détonation un résidu (66) d'azote c'est à l'eau plus un peu d'hydrogène =(33) — car 33 d'oxigène se trouvent combinés avec 66 d'hydrogène.

Bioxide d'Azote (gaz nitreux

Le gaz nitreux se produit toutes les fois qu'on

Préparation - attaque par l'acide nitrique faible, un métal une matière organique - ainsi quand on fait réagir cet acide sur le cuivre. Quand on veut obtenir ce gaz parfaitement pur, exempt de Protoxide d'azote, il faut employer le mercure ou l'argent.

Propriétés physiques - Ce gaz est incolore, sa saveur et son odeur sont inconnues. on pourrait lui donner une saveur très acide et une odeur très désagréable mais il ne peut être observé à l'état de pureté car il change de nature en passant dans l'air et prenant de l'oxygène il produit un autre acide qui se décèle la présence par des vapeurs rutilantes et une odeur très désagréable et qui a une réaction acide très prononcée —

Propriétés chimiques — Par l'ensemble des experiences qui ont été faites sur le bioxide d'azote on a reconnu que c'était un corps absolument neutre ne se comportant ni comme un acide ni comme une base car si dans une cloche qui renferme ce gaz, on fait passer de l'eau complètement privée d'air, cette eau dissoud le gaz et en faisant réagir la teinture de tournesol on n'y remarque aucun changement de couleur.

La Densité de ce gaz est 0,938 —
un courant d'étincelles électriques décom-
-posent le gaz et il y a formation de vapeurs
nitreuses et de l'azote. La chaleur produit un
effet semblable
le corps peut entretenir la combustion du
Phosphore mais il faut que ce corps soit bien
enflammé, le soufre dans les mêmes condi-
tions s'éteint.
Il ne détonne pas mélangé avec de l'hydrogène
on ne peut l'analyser par le gaz ammoniacal
qui pourrait se former —

analyse

Si on fait passer un courant de ce gaz sur
du cuivre chauffé au rouge dans un tuyau de
porcelaine, il y a production de Bioxyde de
cuivre et il se dégage des torrents d'azote.
On l'analyse encore très bien en le chauffant
dans une cloche courbe avec du potassium
on le reconnait formé de volumes égaux d'azote
et d'oxigène, mais il y a 1/2 volume de chaque
gaz —
L'eau en prend une quantité très faible ($\frac{1}{100}$)
en on faut toujours employer de l'eau qui
aura été préalablement bouillie —
à la température ordinaire le Bioxide
d'azote est décomposé par certains corps

métalliques tels que le fer et autres métaux qui lui sont analogues —
Priestley qui le découvrit en 1780 reconnu que mis en contact avec du fer humidifié ce corps se décomposait en protoxide d'azote et en azote et il y avait diminution de volume du gaz dans la cloche qui le renfermait.
Mis en contact avec le chlore dissous dans l'eau il y a disparution des deux gaz et décomposition de l'eau mais le bioxide d'azote n'est pas complètement absorbé et il se forme de l'acide chlorhydrique et de l'acide nitrique par suite de la décomposition de l'eau
On reconnait la purété du bioxide d'azote au moyen d'une dissolution d'un sel de fer au minimum, car en opérant sur le mercure la liqueur noircit si elle contient du chlorure ou du sulfate. — et l'azote est mis en liberté

Acide Hyponitrique

Préparation L'acide hyponitrique s'obtient par le mélange du gaz nitreux avec l'air, il y a formation de vapeurs rutilantes qui peuvent être de l'acide hyponitrique ou nitreux en raison de l'excès d'oxygène que peut absorber le bioxide d'azote si l'oxygène est en excès il y a formation

l'acide hyponitrique qui est permanent.
Pour le préparer on fait arriver de deux côtés dans un récipient de l'oxigène et du bioxide d'azote et on condense les vapeurs par un mélange réfrigérant. On peut encore le préparer par la décomposition du nitrate de plomb anhydre il se dégage par la chaleur d'abondantes vapeurs rutilantes que l'on condense au moyen des réfrigérants connus.

Propriétés physiques et chimiques — L'acide hyponitrique est un liquide brun, qui donne des vapeurs rutilantes à l'air, il est très volatil, et il entre en ébullition à + 26°.
Quand les deux gaz oxigène et bioxide d'azote sont très secs, on peut obtenir cet acide très peu coloré et même il peut cristalliser, M. Péligot l'a obtenu condensé et cristallisé en beaux cristaux blancs. Si on ajoute une quantité d'eau même très minime les cristaux se colorent. mais jusqu'à — 9° le froid peut facilement dissoudre ces cristaux.
L'odeur de ce corps est très désagréable, les vapeurs sont épaisses et plus désagréables que celles du chlore.
Sa densité à la température ordinaire est 1,45.
Au contact avec l'eau, si le liquide est en excès il y a dégagement de bioxide d'azote et il reste ce liquide

nitrique — En ajoutant de l'eau par petites portions le liquide devient d'abord d'une couleur verte foncée, qui devient de plus en plus intense selon qu'on ajoute une plus grande quantité d'eau en continuant à ajouter de l'eau l'acide bleuit et finit par prendre une teinte bleu clair si on ajoute une plus grande quantité d'eau il y a dégagement de Bioxide d'Azote —
Quand on ajoute peu d'eau il se forme de l'acide nitreux qui est vert naturellement même quand il est très concentré. quand il est refroidi cet acide perd sa couleur foncée
L'acide hyponitrique est formé pour un volume donné d'oxigène (100), il y a 200 de gaz nitreux (Az O²)

Acide nitreux

Ce corps n'est pas connu on n'a pas encore pu l'étudier car on n'a pu encore l'obtenir isolé, on ne l'obtient jamais que mélangé.
Si on introduit dans une cloche qui contient une solution de potasse, un mélange de Bioxide d'azote et de gaz Oxigène il se forme immédiatement de l'acide nitreux qui apparaît avec ses vapeurs rutilantes ———

 17 avril – 17e leçon –

acide nitrique et hyponitrique

L'acide nitrique pur doit avoir toujours une ~~couleur~~ belle transparence ; il est souvent coloré de différentes nuances soit jaune soit bleu soit vert. Ces différentes colorations sont toutes dues à un même acide qui selon la plus ou moins de force que possède l'acide nitrique le colore d'une nuance plus ou moins foncée. Cet acide colorant est l'acide hyponitrique.

Si l'acide nitrique est assez fort, l'acide hyponitrique le colore en jaune mais en chauffant cet acide, ainsi coloré, l'acide hyponitrique se dégage et l'acide nitrique blanchit. Mais un moyen de décoloration beaucoup plus certain est celui de Mr Millon qui fait passer un gaz léger à travers cet acide nitrique coloré, cette opération se fait à froid et ainsi évite toute perte d'acide nitrique ce qui arriverait en employant la chaleur.

Si dans cet acide nitrique fort et coloré en jaune on vient à ajouter un peu d'eau cet acide prend la coloration verte et en continuant à ajouter de l'Eau cette ~~couleur~~ tourne de plus en plus vers le bleu et puis que en continuant l'addition de l'eau cette teinte bleue va toujours en diminuant jusqu'à ce que

l'acide devienne tout à fait incolore sans qu'il y ait eu aucun dégagement de gaz.
Ainsi donc en prenant de l'acide nitrique déjà étendu d'eau et en ajoutant de l'acide hypoazotique on n'a plus de coloration jaune, et selon la force de dilution de l'acide, la liqueur sera ou jaune, ou verte ou bleue, ou décolorée.
Ainsi quand on attaque un corps métallique par l'acide nitrique il y a dégagement de Bioxide d'azote et faisant passer ce gaz dans des flacons qui contiennent l'acide nitrique à différens degrés de dilution on a différentes colorations de chacun de ces acides selon leur plus ou moins grande force de dilution et même ils peuvent n'avoir pas de coloration. On n'a jamais pu quelque soit la force de concentration de l'acide nitrique, obtenir une couleur plus foncée que le rouge orangé en le mélangeant avec l'acide hypoazotique.

Proportions du mélange d'Azote et oxigène

Les proportions dans lesquels l'oxigène se mélange avec l'azote sont celles-ci:

en volume

Protoxide d'azote $2\ Az - O$
Bioxide d'azote $2\ Az - O^2$
Acide nitreux $2\ Az - O^3$
Acide hypoazotique $2\ Az\ O^4$
Acide nitrique $2\ Az\ O^5$

On peut former l'acide nitrique par le mélange de l'acide nitreux avec l'oxigène. — En général cette absorption de l'acide nitreux par l'oxigène varie suivant les circonstances et en particulier suivant les surfaces sur lesquelles on opère, si la surface est large l'absorption se fait dans les rapports de 3,5. si le tube est allongé cette absorption se fait comme 2,4 et même 3 ou 2,5 et si le tube est de la grosseur d'un tuyau de plume on a pour 1 d'oxigène 1,33 d'acide nitreux.

Proportions dans lesquelles l'oxigène absorbe l'acide nitreux.

Voici dans quelles proportions ont lieu les absorptions d'oxigène et d'acide nitreux

Pour former l'acide nitreux il faut

Oxigène 100 — acide nitreux 400 ~~500~~ = (Az^2O^3)

Pour l'acide hyponitrique

Oxigène 200 . acide nitreux 400 = 600 = (Az^2O^4) —

Pour l'acide nitrique

Oxigène 300 — Acide nitreux 400 = 700 = (Az^2O^5) —

On avait a profité cette propriété d'absorption de l'oxigène par l'acide nitreux, pour en faire un moyen d'analyse de l'air atmosphérique

En effet on fait passer dans un verre un volume donné d'air (100). et on y introduit aussi un volume donné de gaz nitreux (100) les volumes ont été mesurés ~~dans~~ avec un tube

gradué dans lequel on fait rentrer ces gaz après leur mélange on remarque alors qu'il y a eu absorption, il reste un résidu (98) donc l'absorption a été 102. Divisant 102 par 21 quantité d'oxygène contenu dans l'air on a le coefficient d'absorption

Action de l'acide nitrique sur les Hydracides. L'acide nitrique exerce sur les hydracides une action assez forte et très remarquable, la plus importante de ces réactions est celle qu'il forme sur l'acide Chlorhydrique — cette action est très énergique car l'acide Chlorhydrique renferme un principe très combustible l'Hydrogène et un autre qui n'a qu'une très faible affinité pour l'oxygène c'est le Chlore —

L'eau régale. Le mélange de l'acide Chlorhydrique avec l'acide nitrique constitue l'eau régale abandonné à lui même ce mélange se colore très fortement, au bout de quelques instans et il y a dégagement de Chlore et surtout si on chauffe il se dégage des vapeurs rutilantes.

L'eau régale est employée pour dissoudre l'or et ce mélange seul a cette propriété d'où lui vient son nom l'or étant anciennement considéré comme étant le roi des métaux —

quand l'eau régale réagit sur l'or ce n'est que le Chlore qu'elle contient qui agit

quand on fait un mélange d'acide nitrique

et d'acide sulphydrique il se forme de l'Eau et il y a un dépot de soufre — C'est en général l'acide nitreux qui agit quoique l'acide nitrique ait aussi de l'action mais l'acide nitreux par son peu de stabilité agit en se décomposant.

Chlore et Oxigène

Le Chlore se combine avec l'oxigène en Cinq proportions — aucune de ces combinaisons ne peut se faire directement; Car l'oxigène et le Chlore à l'état gazeux ne peuvent se combiner ni à froid ni à l'aide de la Chaleur.

La Premiere de ces combinaisons est

Acide Hypochloreux.

Le procédé le plus simple pour obtenir le acide hypochloreux, est de faire réagir le Chlore sur du protoxide de mercure, le mercure est mis en liberté et le Chlore s'empare d'une proportion d'oxigène l'acide hypochloreux se dégage à l'état gazeux si on a opéré sur des corps secs — Pour faire cette opération on emplit de petits flacons qui contiennent du chlore sec, et qui sont fermés par des bouchons qu'on a eu soin d'enduire de suif à la partie superieure pour boucher plus hermetiquement le flacon. On jette l'oxide de mercure dans

le flacon qui contient le chlorure, il y a combinaison immédiate. Il faut opérer très vite pour éviter toute déperdition de gaz car si on en perd un peu l'opération est manquée. Pour obvier a cet inconvénient, on prend un tube de verre fermé à une extrémité, on fait un mélange de une partie d'oxide de mercure et trois parties de sable, et on remplit le tube avec du sable. on fait passer du chlore et puis on ferme avec un bouchon suiffé. On agite alors le tube et on fait tomber l'oxide de mercure qui au mélange au chlore et il y a alors formation d'acide hypochloreux. Ce gaz est très soluble dans l'eau et finit par se décomposer et quand il trouve le mercure il se forme du deuto chlorure de mercure et il y a dégagement d'oxigène. Ce gaz a une odeur particulière. M. Baláge l'a obtenu a l'état liquide en faisant arriver du chlore sur de l'oxide de mercure une partie du chlore se combine avec le mercure et l'autre partie avec l'oxigène. Ce gaz conduit dans un mélange refrigérant et soumis à un froid de -15 à -20° se condense en un liquide rouge de sang très volatil, entrant en ébullition à +18° à +20° et finit par dégager le chlore en très petites proportions

Ce gaz est plus dense que l'eau. Vu en grandes masses il est d'un jaune rougeâtre et il est incolore ou peu coloré s'il est vu en petites quantités. Son odeur est toute particulière et s'éloigne beaucoup de celle du Chlore. Il est excessivement soluble dans l'eau, mess[ieurs] quelques-uns disent plus de 200 fois son volume et l'eau alors prend une couleur verdâtre; on peut chasser ce corps de l'eau par la distillation.

19 avril. 18e leçon.

L'acide hypochloreux est employé en grand dans les arts dans la fabrication du Chlorure de chaux qui est employé très souvent dans le blanchiment des toiles et qui est un véritable hypochlorite.

Son action sur les corps organiques est très énergique. Son action est beaucoup plus forte que celle du chlore parce qu'on peut l'obtenir en solution beaucoup plus saturée.

L'acide hypochloreux formé avec un volume de chlore décolore autant que ce corps lui-même.

A l'état de gaz, l'acide hypochloreux contient pour un volume de chlore un demi volume d'oxigène; ces volumes sont condensés en un seul volume d'acide hypochloreux.

L'acide hypochloreux est en chimie un des

réactifs les plus précieux tous les chlorures traités par ce corps sont transformés en Chlorates.
Son action sur les corps combustibles est des plus vives —

Acide Chlorique ($Cl\,O^5$)

On produit très facilement les sels que forme cet acide mais on n'a pas encore pu les isoler facilement on fabrique en grand le Chlorate de Potasse pour les amorces et les allumettes — on retire l'acide chlorique de ce sel en s'emparant de la Potasse par l'acide Fluosilicique et se forme un sel insoluble le corps étant complètement séparé l'analyse est alors complète.
En employant le Chlorate de Baryte on forme avec l'acide Sulfurique un précipité de sulfate de Baryte complètement insoluble on agit en tâtonnant pour ne pas mettre un excès d'acide et on mettrait cet excès d'acide on le précipiterait par le chlorate de ~~Potasse~~ Baryte
L'acide chlorique est incolore, transparent toujours uni à l'eau, si on chauffe cette solution l'eau s'échappe la première, et si on chauffe lentement assez pour concentrer le liquide, l'acide Chlorique se décompose et se colore, il prend alors une odeur analogue à celle de l'acide nitrique — se savoir ex—

franchement acide
Sa Densité est assez faible (= 1,4 environ) mais la difficulté qu'on éprouve pour isoler ce corps fait qu'on ne peut determiner les poids que par approximation
on le decompose à l'aide de la chaleur, quand il est suffisamment concentré il prend une consistance sirupeuse et si on continue à chauffer il se decompose en chlore et en une grande quantité d'Oxygène. Quand il est concentré il n'est plus odorant. à +200° il est decomposé ainsi 2/3 en chlore et Oxigène et 1/3 reste à l'état d'acide metachlorique
En volume l'acide Chlorique est ainsi composé 2 proportions de Chlore et Cinq d'Oxygène en poids 44,32 equivalent de Chlore et 5 eq Oxigène
Cet acide n'a aucune action decolorante il agit sur la teinture de Tournesol comme les autres acides, il la ~~colore en~~ rougit
Cet acide est peu stable car les élements sont faiblement combinés, il se decompose vers +150° à +200° Il est au moins aussi peu stable que l'acide nitrique et sa decomposition est même plus facile ce qui le rend très facile à ceder son oxigène aux autres corps
Quand on le verse sur un papier bien

se et s'enflamme, cette propriété a été decouverte (135)
par Serullas. il convertit très promptement l'alcool en vinaigre. les acides peu oxygénés peuvent facilement lui prendre de l'oxigène pour s'oxigéner davantage. il en est de même pour les hydracides. Quand on mélange de l'acide Chlorhydrique et de l'acide Chlorique, il y a une réaction très forte. il résulte de l'eau et il y a production d'un autre corps.
l'acide Sulphurique en contact avec l'acide Chlorique formerait de l'eau avec l'acide sulfurique. L'acide Chlorique ne peut exister sans eau car s'il était anhydre il donnerait naissance à de l'acide Chloreux.

Acide Eptachlorique ($Cl\,O^7$).

l'acide Eptachlorique a été obtenu en soumettant l'acide Chlorique à une forte chaleur, cet acide se ~~decompose~~ en trois portions deux tiers se decomposent completement et le tiers qui reste est l'acide Eptachlorique. Sérullas a remarqué que l'on obtenait très facilement l'Eptachlorate de Potasse en chauffant le chlorate de Potasse, puis on reprend ce mélange par l'eau qui dissout le Chlorure de Potassium.
On traite alors l'Eptachlorate par l'acide sulph

136

Sulfurique on forme ainsi un sulfate de Potasse et l'acide Eptachlorique est mis en liberté. il le faut alors séparer du Sulfate auquel il est mélangé il faut agir par la distillation cette operation est difficile car la chaleur doit être poussée jusqu'à +200° et on en perd une grande partie ou bien l'acide Eptachlorique est mélangé d'acide Sulfurique cet acide a été decouvert par le Cte Stadion c'est un liquide incolore, inodore, d'une saveur franchement acide, toujours mêlé a l'Eau, mais on peut le concentrer, son action sur les matières colorantes est nulle; il les rougit il est beaucoup plus stable que l'acide Chlorique — Il est decomposé par les Hydracides.

Sa composition en volume est 2 volumes de Chlore pour 7 volumes d'Oxigène Cl^2O^7

En poids Chlore 4,42. Oxigène 7 — (ClO^7) — mais il renferme toujours de l'Eau qu'on ne peut enlever qu'au moyen d'une base

Quand on le distille il arrive un moment où il se decompose. Si on ajoute de l'acide Sulfurique il se decompose en très grande quantité — Serullas est parvenu a faire cristalliser cet acide et il a obtenu des cristaux très deliquescents.

Acide Hypochlorique - (ClO^4)

On obtient facilement cet acide en faisant réagir sur du Chlorate de Potasse de l'acide Sulfurique étendu de moitié son poids d'Eau ; on chauffe dans un tube placé au bain-marie, et on recueille l'acide hypochlorique à l'état de vapeurs dans un appareil de Woolf. mais on ne le recueille pas dans l'eau parce qu'il y est très soluble.

L'acide Hypochlorique est un corps gazeux d'une couleur verdâtre plus foncé que le Chlore d'une odeur désagréable analogue à celle du Caramel mais moins irritante que celle du Chlore.

Si on le condense par le refroidissement on obtient un liquide coloré plus dense que l'Eau ce corps n'est point employé comme réactif il se décompose très facilement quand on le chauffe de $+95°$ à $+100°$ et même assez souvent une étincelle électrique le fait détonner.

L'Eau en dissout 7 fois son volume, cette dissolution est jaune, mais on dégage ce corps de la dissolution au moyen d'une légère chaleur et même l'action seule de l'air suffit.

à l'état liquide le corps est assez facilement décomposable, il donne du Chlore et de l'acide Hyperchlorique

On détermine la Composition de ce gaz au

moyen d'un appareil particulier. On dégage le gaz dans un tube qui plonge dans un bain mari, et on fait traverser ce gaz par un tube capillaire terminé par des renflements - puis quand il est dans ce renflement on le fait passer sous une cloche graduée - placée sur le mercure, on absorbe le Chlore au moyen de la potasse, et on trouve pour résidu 66,7 d'un gaz qu'on a reconnu pour être l'Oxigène, et donc alors qu'il y avait 33,3 de Chlore pour 100 parties. Cet acide est donc composé de 2 parties de Chlore pour une d'oxigène. En Equivalents la composition sera en volumes 2 de Chlore pour 1 d'Oxigène.

Cet acide est éminemment instable et il connaît cette propriété à cause du manque d'eau; ses propriétés acides sont excessivement faibles, il est très décolorant. Il absorbe les bases et il se produit des chlorates et des chlorures.

Acide Chloreux. ClO_3 —

Ce corps a été obtenu par Mr Millon, mais son histoire est incomplète. C'est un corps gazeux très peu stable; son action sur les bases est très peu connue, [illegible]

sont très compliqués, sa composition n'est point connue d'une manière certaine

Brome et Oxigène

On connait deux combinaisons de Brome avec l'oxigène, l'acide hypobromeux qu'on obtient comme l'acide hypochloreux et qui la même composition BrO—

L'acide Bromique BrO^5—

L'acide Bromique se prépare exactement comme l'acide Chlorique par la décomposition du Bromate de Baryte en contact avec l'acide sulfurique étendu de moitié son poids d'Eau on a obtenu cet acide Bromique au moyen de la décomposition du Bromate de Baryte pour l'analyse de ce corps—

Les combinaisons de Brome et d'oxigène ont absolument les mêmes rapports et les actions analogues à celles des combinaisons de Chlore avec oxigène—

22 avril. 19me leçon : Iode et Oxigène.

On connait deux combinaisons d'Iode avec l'oxigène ces deux combinaisons sont les acides Iodiques et Hyperiodique

L'Iode montre pour l'oxigène une affinité assez grande pour qu'on puisse l'oxigèner au moyen d'un autre acide ainsi on obtient

l'acide Iodique en faisant réagir sur de l'iode
de l'acide nitrique monohydraté, ou bien encore en
décomposant un iodate par un acide.

L'acide Iodique est solide, ~~Il ne~~, quand il a
été exposé il affecte une forme cristalline régu-
lière en lames hexagonales obtenues surtout
par une évaporation lente —

Cet acide rougit le tournesol et a sur les bases
une action marquée — Il se décompose plus
difficilement que les acides précédents et faut
employer une chaleur plus forte. On ne peut par
le moyen direct de la chaleur parvenir à l'analy-
ser — mais on parvient à faire cette analyse
par l'analyse d'un iodate.

L'acid. Iodique forme avec les bases des sels
disposés qui ont sur les charbons ardents une
déflagration semblable à celle du nitre

Si on veut ranger par ordre de déflagration
les différents sels formés par les acides qui viennent
d'être étudiés les Chlorates seront en tête
puis les Bromates et enfin les Iodates.

L'affinité de l'Iode pour l'oxigène est très
faible. L'eau dissout une très grande quantité
d'acide Iodique

quand il est sec et qu'on le chauffe fortement
il fond, et finit par se décomposer en la

chaleur de + 200°. son affinité pour l'eau est si forte qu'il attire l'humidité de l'air assez fortement pour tomber assez promptement en deliquium. Son action oxigénante est très faible.

L'action des hydracides sur lui est assez remarquable. quand on le met en contact avec l'acide Chlorhydrique il se fait une vive effervescence, l'action est très vive. Il y a dépôt d'Iode, dégagement de chlore et formation d'eau $5(ClH) + IO^5 = 5Cl + I + 5(HO)$

La même action se produit avec l'acide Sulfhydrique

L'acide Heptaïodique IO^7

est un corps qui se produit en faisant passer un courant de Chlore sur de l'Iodate de Soude. Il se produit un équivalent de Chlorure de Sodium et de l'acide Heptachlorique qui est formé de Iode un équivalent et Oxigène 7 équivalents IO^7

$Cl + IO^5NaO + 2HO = ClNa + IO^7 + HO$

acides du Soufre

On connait plusieurs combinaisons du soufre avec le gaz oxigène. toutes ces combinaisons sont acides et possèdent à un degré très développé des propriétés de ces corps.

Le Premier de ces corps est l'Acide Sulfureux qui se développe par la combustion du soufre à l'air. On doit sa découverte à Priestley qui l'étudia le premier

C'est un corps gazeux qui a tous les caractères des acides, son odeur est piquante et désagréable elle est même suffocante sa densité donnée par Berzelius est 2,247 —
L'eau le décompose mais quand il est même soumis à une haute température
quand on chauffe dans une cornue du mercure avec l'acide sulfurique on peut aussi produire l'acide sulfureux et de l'oxide de mercure
l'acide sulfureux se liquéfie à —20° et alors on peut le conserver dans des vases fermés où il se retient à l'état liquide par sa propre pression la densité est alors 1,4 —
Exposé à un froid de —15°-16°-17° l'acide sulfureux reste à l'état gazeux —
Le soufre qui se combine avec l'oxigène pour former l'acide sulfureux ne donne pas un volume d'acide égal au volume du gaz oxigène employé 100 parties d'oxygène ne donnent à peu près que 98 parties d'acide sulfureux — soumis aux expériences de Mariotte ce gaz ne se condense pas dans les rapports des lois posées par cette physicien
tous les corps qui ont de l'affinité pour l'oxigène l'enlèvent à l'acide sulfureux, à chaud l'hydrogène décompose parfaitement l'acide sulfureux et il se produit de l'eau et de l'acide sulphydrique

avec le Chlore, le Brôme, l'Iode, il n'y a aucune réaction si les gaz sont secs, l'acide sulfureux n'est aucunement attaqué. Le Carbone décompose l'acide sulfureux à l'aide de la chaleur, il y a formation d'acide Carbonique et de sulfure de Carbone ($2C + SO^2 = CO^2 + CS^2$)
Le Potassium le décompose entièrement, et s'il est en excès il y a combinaison avec le soufre.
Avec l'eau l'acide sulfureux entre en simple dissolution - l'eau en prend 45 fois son volume. Elle présente tous les caractères de l'acide qu'elle dissout; mais on peut l'en priver par la chaleur qui chasse facilement l'acide - soumise à l'action du froid, l'eau se congèle et ne garde pas le gaz sulfureux.
Quand on fait cette solution de gaz acide sulfureux il faut avoir bien soin de pas le mettre au contact de l'air ni de l'oxigène parce qu'alors la solution ne serait plus pure et l'acide sulfureux se trouve transformé en acide sulfurique.
L'oxigène n'absorbe point l'acide sulfureux quand il est pur et qu'on le met en contact avec les sels de Baryte l'acide sulfureux n'a sur ces sels aucune action.
Le Chlore altère l'acide sulfureux et quand il est humide il y a formation d'acide sulfurique

et d'acide chlorhydrique ($Cl+SO^2+HO = ClH+SO^3$).
la même action a lieu avec le Brome
parmi les Hydracides, l'acide sulphydrique
seul a de l'action. quand il est humide il y a
formation d'eau d'acide sulfurique et dépôt
de soufre ($SH+SO^2+HO = SO^3+HO+S$) l'action
de ces deux corps l'un sur l'autre est quelquefois
très prompte d'autres fois au contraire elle se
fait très lentement.

L'acide sulfureux prend encore de l'oxygène
aux Oxacides.

quand on chauffe ce corps il se décompose
beaucoup plus aisément à une chaleur
inférieure à celle de la combustion du soufre.
Les acides nitreux, Bromeux, chloreux etc
mis en contact avec l'acide sulfureux
seront tous décomposés par ce corps qui
leur prend de l'oxygène pour se transformer
en acide sulfurique.

l'action acide du gaz sulfureux est très
énergique il colore très faiblement la teinture
de tournesol — il agit comme décolorant
sur la violette

si les violettes étaient plongées dans
l'acide sulfurique elles se coloreraient en
rouge

L'acide sulfureux est un corps très volatil, et par son évaporation il produit un très grand froid qui abaisse la température à −17°. Si on produit cette évaporation sous le vide de la machine pneumatique, l'abaissement de température peut aller jusqu'à −70° et même jusqu'à −80° si on agit avec l'aide d'un mélange réfrigérant.

La Composition de l'acide sulfureux est un atome de vapeur de soufre et 2 d'oxygène.

Acide sulfurique. (huile de Vitriol) —

On peut former l'acide sulfurique en oxigénant le soufre par l'acide nitrique, on chauffe pour dégager tout l'excès d'acide nitrique employé. l'action est terminée quand on voit le liquide qui s'est formé, donner d'épaisses vapeurs blanches qui indiquent la volatilisation de l'acide sulfurique.

L'acide sulfurique est un corps liquide, incolore d'une consistance oléagineuse, complètement inodore.

Sa densité à +15° est 1,8427 —

Son point d'ébullition n'est qu'à +325° il peut supporter un froid très considérable (−40°) sans se congeler,

Son action acide est très énergique et donne à

la teinture de Tournesol une couleur rouge pelure d'oignon indice d'une très grande acidité. La saveur est insupportable. –

Il carbonise très promptement les matières organiques en s'emparant de l'Eau qu'elles renferment. ainsi des allumettes plongées dans l'acide sulfurique noircissent très promptement. parce que ces petits morceaux de bois perdent leur Eau et il reste du charbon

L'acide Sulfurique déplace facilement les autres acides de leurs combinaisons. à cause de son degré élevé d'Ebullition –

Dans le commerce l'acide sulfurique n'est point tout à fait pur, on le purifie par la distillation. S'il contient des corps fixes tels que sulfates de chaux, de plomb, de Fer, on le distille en ayant soin de negliger les premiers produits.

La distillation de corps est très difficile à cause de la très grande ebullition qui occasionne des soubresauts. il faut alors le distiller dans des cornues de platine qui n'est pas attaqué par l'acide, ou bien encore mettre au fond de la cornue de verre un peu de platine ou autre corps inattaquable par l'acide et qui empeche l'adhérence de l'acide aux parois du vase

24 avril. 20e leçon

On reconnait la presence de l'Eau dans l'acide sulfurique par divers moyens, et on peut aussi en determiner la quantité. Pour cela il faut distiller l'acide sur de la chaux et avoir soin de prendre un grand excès de base

La Composition de l'acide sulfurique a été determinée par l'oxidation du soufre par l'acide nitrique. On a reconnu qu'il y avait combinaison de 1 proportion de soufre qui pesait 2,0116 et 3 proportions d'oxigène qui pesaient 3 —— le total est 5,0116 qui est le poids de l'atome d'acide sulfurique

L'acide sulfurique contient toujours de l'Eau, dans la proportion la plus simple il en renferme toujours un equivalent qui pèse 1,125 le nombre ajouté à 5,0116 nombre equivalent de l'acide sulfurique s'il n'etait pas hydraté donne le nombre 6,1366 qui est le nombre de l'acide sulfurique monohydraté

Les vapeurs d'acide sulfurique sont blanches et très epaisses, elles se condensent très facilement, son point d'ebullition est à + 325°. et il faut que cette Ebullition soit très reguliere

Cet acide est le plus puissant de tous les acides

et il doit cette propriété à sa grande fixité, aussi déplace-t-il tous les autres acides de leurs combinaisons - mais cette action peut avoir lieu à froid il faut employer la chaleur.
Cet acide est beaucoup plus stable que tous les acides précédents, qui tous sont décomposés par la chaleur, tandis qu'il faut une température rouge pour décomposer l'acide sulfurique qui alors se décompose en acide sulfureux et en oxigène
Ce corps est beaucoup plus dense que l'eau qui le surnage quand on la verse avec précautions sur l'acide.
Le mélange d'eau et d'acide sulfurique se fait avec dégagement de chaleur; le mélange doit se faire dans les laboratoires avec grande précaution, car il pourrait arriver que le vase fut cassé. Il y a donc une très grande affinité réciproque entre l'eau et l'acide sulfurique quand l'acide sulfurique contient peu d'eau il faut l'exposer à une très forte chaleur pour le chasser, il ne peut bouillir qu'à + 325°. Le point d'ébullition diminuera en raison de l'augmentation de la proportion d'eau et si l'acide sulfurique contient une très grande proportion d'eau il pourra bouillir à peu près à + 100° -

une quantité d'eau déterminée est très sensible pour un degré d'ébullition de l'acide.

dans la combinaison d'eau et d'acide sulfurique il y a une contraction bien caractérisée et même assez forte. Si dans un tube barométrique on met 1/3 d'acide sulfurique et 2/3 d'eau il y a une contraction de volume qui peut aller jusqu'à 0,03. le maximum de concentration a lieu quand on mélange un équivalent d'acide sulfurique et deux équivalents d'eau.

L'acide sulfurique ainsi obtenu a une densité égale à 1,63.

l'acide sulfurique concentré se prend en masse à une température de — 20° s'il contient un peu d'eau et cesse de congeler, s'il est plus que monohydraté s'il contient par exemple trois ou quatre équivalents d'eau. cependant l'acide sulfurique bihydraté dont la densité est 1,78 se congèle très facilement entre −6° ou −7°. quand il contient un peu plus ou un peu moins de deux équivalents d'eau il ne se congèle plus à aucune température.

l'acide sulfurique peut se combiner avec la glace. si on met de cet acide concentré sur de la glace, il la fond et forme un liquide qui ne se congèle pas aux plus basses températures

quand on opère ce mélange de glace et d'acide
Dans certains cas il y a dégagement de chaleur, et dans
d'autres il y a au contraire production de froid.
On peut produire un dégagement de chaleur très élevé
(100°) en mélangeant 4 parties en poids d'acide
sulfurique et 1 partie de glace
On produira au contraire un froid de −20° en mélangeant 4 parties de glace et 1 d'acide
Il se produit du froid parceque la glace pour se
liquéfier absorbe beaucoup de chaleur, qui alors
devient latente – mais quand la quantité d'acide
employée est prédominante la chaleur produite
l'emporte de beaucoup sur le froid.
L'affinité de l'acide sulfurique pour l'eau est
telle que cet acide déshydrate très facilement
beaucoup d'autres corps. Il enlève parfaitement
à l'air l'eau qu'il ne renferme qu'à l'état de
mélange; aussi est-il un très bon agent de
dessication – car il absorbe la vapeur d'eau avec
une très grande rapidité.
Si on met sous le récipient d'une bonne machine
pneumatique, dans deux vases séparés d'un de l'eau
l'autre d'eau et dans l'autre une partie d'acide
sulfurique, quand on fait le vide il y a une
évaporation si rapide qu'il y a congelation
de l'eau parceque l'acide sulfurique absorbe

toutes les vapeurs qui se forment.
Tous les corps simples qui prennent le soufre, excep-
-té l'Hydrogène sont sans action sur l'acide sulfurique
l'Hydrogène agit en donnant naissance à de l'eau
et à de l'acide sulphydrique
Le Carbone chauffé avec l'acide sulfurique le
décompose en acide sulfureux en s'unissant à une
partie d'~~oxy~~gène —
Un très grand nombre de métaux décomposent
l'acide sulfurique concentré.
Chauffant l'acide sulfurique avec du Cuivre
on forme de l'acide sulfureux et du Protoxide de Cuivre
La même action a lieu avec le Mercure, le
Plomb, le Fer, l'Etain et même l'argent.
L'oxide du métal qui s'est formé se combine
avec une portion de l'acide non décomposé —
L'action des métaux sur l'acide sulfurique dépend
beaucoup de la force de concentration de cet
acide car ~~il est~~ décomposé plus difficilement
par cela même qu'il contient plus d'eau — quand
on fait réagir les métaux c'est l'eau qui est décom-
-posée et sa décomposition empêche celle de
l'acide sulfurique
Les métaux qui décomposent l'eau par eux-mêmes
ont un même mode d'action
Tous les Hydracides excepté l'acide chlorhydrique

et l'acide Sulphydrique sont décomposés par l'acide sulfurique.

l'acide Hydriodique est décomposé en Hydrogène qui s'unit à l'oxygène et forme de l'eau et l'iode se dégage sous forme de vapeurs abondantes produites par le dégagement de chaleur résultat de l'action chimique $HI + SO^3 + (HO) = SO^2 + HO + I$.

L'action de l'acide sulfurique est nulle sur les oxacides ayant une oxygénation plus forte.

Les acides Hyponitriques et Bromique peuvent se combiner avec l'acide sulfurique concentré.

Il se forme un composé de 2 parties d'acide sulfurique pour 1 d'acide Hyponitrique. Par l'eau ce composé est très facilement décomposable au contact de l'eau il se produit un bouillonnement et il y a dégagement de gaz nitreux.

Mr de la Provostaye en faisant cette expérience dans un tube recourbé dans chacune des deux branches duquel il mettait chaque acide, a pu au moyen d'un mélange réfrigérant obtenir un composé d'acide sulfurique et d'acide hyponitreux, lequel composé était anhydre. Ayant examiné avec soin ce composé il le forma par le mélange de 2 parties d'acide sulfurique et 1 partie d'acide Hyponitrique

26 avril. 21e leçon.

Théorie de la fabrication de l'Acide Sulfurique

Cette théorie a pour base la combinaison de l'acide Sulfurique avec l'acide hyponitrique, dans cette combinaison il y a formation de cristaux dans la chambre de Plomb. on a présumé que c'était par là que commençait la formation de l'acide Sulfurique ce sont ces cristaux que M. de la Provostaye obtient en agissant sur des produits desséchés, et obtenu alors des cristaux anhydres, ou bien hydratés avec équivalents d'eau

Quel que soit la nature de ces cristaux ils sont parfaitement décomposés dès qu'on y ajoute de l'Eau et il y a formation de vapeurs rutilantes

On ne peut obtenir la combinaison d'acide Sulfurique en faisant brûler directement le souffre dans l'oxygène on n'obtient que l'acide Sulfureux - Il faut nécessairement traiter le souffre ou l'acide Sulfureux par l'acide nitrique pour les amener à un ~~gran~~ degré plus fort d'oxigénation

Ainsi l'acide Sulfurique se prépare par l'intervention de l'acide ~~hyp~~ nitrique.

En traitant l'acide Sulfureux par l'acide nitrique il y a décomposition de cet acide. et en général on recueille l'acide nitreux qui mêlé à l'air se transforme en acide hyponitrique en absorbant une

nouvelle proportion d'oxygène. Si on mêle cet acide avec une nouvelle quantité d'acide sulfureux il se transforme de nouveau en acide nitreux, de sorte que la même quantité d'acide nitrique servira indéfiniment à la formation de l'acide sulfurique.

Le procédé de préparation en grand est tout à fait analogue. On a un grand fourneau où on fait brûler le soufre d'une manière régulière et se forme de l'acide sulfureux qui se dégageant du fourneau est conduit par un tuyau dans une chambre de plomb où on fait arriver aussi de la vapeur d'eau et des vapeurs d'acide nitrique obtenues par la décomposition d'un nitrate de soude. Ces vapeurs d'eau et d'acide arrivant dans cette chambre se décomposent mutuellement; l'acide sulfureux s'oxyde aux dépens de l'oxygène de l'acide nitrique par l'intermède de l'eau.

Il faut que les chambres de plomb soient assez grandes pour que le mélange des vapeurs puisse se faire assez intimement. Il ne faut ni trop peu de vapeur d'eau ni trop d'eau parce que s'il n'y avait point assez d'eau, il y aurait formation de cristaux qui sont

très peu stables, et décomposables par l'Eau
à 54° de l'aréomètre de Baumé, l'acide sulfurique contient 3 parties d'Eau, à 63° Baumé, il ne contient plus que 2 parties d'Eau
Il ne faut pas former de cristaux car il faudrait ensuite les décomposer et ils disparaissent quand on ajoute 3 équivalents d'Eau
Pour se procurer les vapeurs d'acide nitrique on décompose le nitrate de soude par l'acide sulfurique; la quantité de ce nitrate qui est employée est de 9 0/0 du poids du soufre employé.
La quantité de vapeurs nitreuses qui se produisent n'est pas entièrement détruite il s'en échappe une grande quantité; aussi absorbe-t-on par l'acide sulfurique l'air qui sort de l'appareil et qui est très chargé de vapeurs nitilantes.
on fait arriver cet air chargé de vapeurs nitreuses dans un cylindre de plomb contenant du coke imprégné d'acide sulfurique puis en mettant de l'Eau dans cet acide on chasse les vapeurs rutilantes qui se dégagent.
Au moyen de cet artifice on n'emploie que 1,80 ~~0/0~~ d'acide sulfurique pour 100 de nitrate de soude qui est d'un emploi très faible à cause de son bas marché. 100 parties de soufre

peuvent fournir 105 parties d'acide sulfurique
Il s'échappe toujours un peu d'acide sulfureux
mais on le fixe au moyen de l'acide hyponitrique
On prépare l'acide sulfurique en grand et
surtout à Nordhausen en décomposant à chaud
le sulfate de Fer; alors il est ordinairement
brun et contient une assez grande quantité
d'acide anhydre; il est essentiel dans cette
opération de commencer par bien dessécher le
sulfate de fer employé -
quand l'acide sulfurique est anhydre, il est
blanc, solide, sous forme d'aiguilles soyeuses
il est très fumant au contact de l'air, et les
vapeurs très épaisses qu'il forme ... tendre
de la grande affinité pour l'eau il entre
en ébullition et se volatilise à +25°. on peut
le liquéfier à +20° et même à +18. La densité
est 1,97 - quand on le met en contact avec l'eau
il y a une combinaison très vive, il cesse d'être
fumant, se concentre, et on obtient alors l'acide
sulfurique monohydraté - Cet acide est encore
décomposable plus facilement à une chaleur
rouge -
On n'emploie l'acide sulfurique anhydre
que lorsqu'on en a besoin pour les expériences.
L'acide sulfurique s'obtient encore différemment

degrés d'hydratation, on a un acide à un demi équivalent d'eau mais il est alors très instable; on a cet acide monohydraté, bihydraté, trihydraté il est alors au maximum de concentration—

Acide Hyposulfureux (S^2O^2)

on n'a pas encore pu isoler ce corps on ne le connaît qu'à l'état de combinaison, il s'est toujours décomposé quand on a voulu l'isoler. on le forme en chauffant au contact de l'air des sulfures avec du soufre. mais quand on veut décomposer cette combinaison par un acide, l'acide hyposulfureux se décompose en soufre et en acide sulfureux—.

Acide Hyposulfurique (S^2O^5)—

on ne peut former cet acide directement, on le produit en faisant agir l'acide sulfureux sur du Bioxide de manganèse tenu à l'état de division au moyen de l'eau

on l'obtient encore mieux en décomposant par l'acide sulfurique l'hyposulfate de Baryte. on obtient alors l'acide Hyposulfurique qui est un corps inodore, très acide, qui rougit très fortement la teinture de tournesol; si on le concentre, il dégage des vapeurs et se décompose en acide sulfureux (SO^2) et en acide sulfurique (SO^3) H. on l'évapore dans le vide, il peut se concentrer et avoir une

158

Densité de 1,347. Il se décompose même à froid en acide sulfureux et acide sulfurique. Il est donc très peu stable, la décomposition est bien plus prompte si on verse sur cet acide de l'acide sulfurique, alors la chaleur produite par l'acide sulfurique suffit pour décomposer cet acide hyposulfurique.

Quand il est pur il ne précipite pas par la Baryte et donc chauffé le précipité se forme. Un fait très remarquable c'est que cet acide n'est point attaqué à froid ni par le Chlore ni par l'acide azotique.

L'acide Hyposulfurique forme avec toutes les bases, des sels solubles, même avec la Baryte et l'oxide de Plomb, ces sels sont en général parfaitement bien cristallisés.

On connaît encore d'autres combinaisons acides de l'Oxygène et du soufre mais elles ne sont pas encore parfaitement définies. Ces acides sont :
L'acide Sulphyposulfurique S^2O^8 découvert par Mr Langlois et préparé par des procédés particuliers.
L'acide Hyposulfurique Bisulfuré découvert par MM. Fordos et Gelis ayant pour formule S^4O^5 est un composé très peu stable.

Acides du Sélénium

On connait deux composés acides de selenium avec l'oxigène, l'acide Sélenieux, et l'acide Sélenique.

Acide Sélénieux (SeO^2)

L'acide Selenieux est un corps analogue à l'acide sulfureux, on l'obtient par la combinaison directe du selenium avec l'oxigène, pour cela on fait passer un courant d'oxigène sur du selenium qu'on a chauffé au rouge dans un tube de porcelaine. Cet acide Selenieux brule avec une flamme bleue, ayant peu d'intensité, ce qui est un indice d'une moins grande affinité pour le gaz oxigène, que le soufre; si on ~~condense~~ condense ce produit obtenu, il se ~~prend~~ solidifie et prend la forme d'aiguilles, longues, allongées quadrilatères.

~~A froid~~ Ce corps n'a pas d'odeur, quand on le volatilise et ~~acquiert~~ a une odeur analogue à celle de l'acide sulfurique; son point d'Ebullition peut être vers + 300°.

Ce corps a une très grande affinité pour l'Eau; il est soluble comme le nitre.

Il ne s'altère pas comme l'acide sulfureux sous l'influence de l'acide Chlorhydrique. mais il s'altère très facilement quand on le ~~traite~~ avec l'eau sur Zinc il se transforme en acide

Selenique est Hydrogène oxidant le dégage quand l'oxygène réunit acide de Selenieux.
L'acide sulfureux décompose l'acide Selénieux en lui prenant l'oxygène, le Selenium alors se dépose sous forme d'une poudre d'une couleur rouge obscur.

Acide Sélénique SeO^3

L'acide selenique a pu être obtenu directement. Mr. Mitscherlich après avoir détoné un mélange d'acide selenieux et de nitre, obtint un nouveau sel dans lequel l'acide selenieux était passé à l'état d'acide sélénique. Si on mélange un selenite de Baryte ou de Plomb avec du nitre en excès, on verra dans la liqueur un sel de Baryte ou de Plomb.
Si on décompose par l'acide Sulphydrique un selenite de Plomb on obtient un sulfure de Plomb et l'acide selenique est mis en liberté.
Cet acide selenique a une composition ~~tout~~ complètement ~~à fait~~ analogue à celle de l'acide Sulfurique (SeO^3) il est facilement décomposable car si on le chauffe, il se décompose, quand il arrive à la température de + 280° et il donne alors un acide Selenieux et de l'oxygène.
L'acide Chlorhydrique le décompose aussi. Il donne alors un acide Sélénieux

Tellurium et Oxigène

le Tellurium ~~uni~~ combiné avec l'oxigène forme deux composés acides, analogues aux acides sulfureux et sulfurique, ce sont les acide Tellureux et Tellurique

Acide Tellureux (TeO^2)

on obtient l'acide tellureux en traitant le Tellurium par l'acide nitrique, c'est un corps solide d'un aspect neigeux, d'une composition semblable à celle de l'acide sulfureux et a une réaction acide, il se combine avec les bases, il est soluble dans l'Eau. Si on le calcine légèrement ses saveurs est peu sensible, mais si on le calcine assez fortement, son acidité devient très fortement prononcée –

Acide Tellurique (TeO^3)

On obtient l'acide Tellurique en prenant cet acide tellureux dissous dans la Potasse en excès et en y faisant passer un courant de Chlore. Il se forme alors de l'acide Chlorhydrique aux dépens de l'Eau qui cède son Hydrogène au chlore, et c'est l'acide Tellurique qui se forme par la combinaison de l'oxigène de l'Eau avec l'acide tellureux. $TeO^2KO + HO + Cl = ClH, \overset{KO}{+}TeO^3$ ~~KO~~

Ce corps peut être obtenu liquide mais il se décompose très facilement.

162

29 avril. 22e leçon   Acides de l'Arsenic et du Phosphore

Il y a de très grands rapports entre les diverses combinaisons de l'arsenic et du Phosphore, car ces deux corps ont entre eux de très grandes analogies —

Oxygène et Arsenic —

Les Combinaisons de l'oxygène avec l'arsenic sont très peu stables, car l'arsenic est un corps qui a une très faible affinité pour l'oxygène.

Il existe deux combinaisons bien définies d'oxygène avec l'arsenic ; l'acide arsenieux et l'acide arsenique ; on nomme aussi une autre combinaison de l'oxygène avec ce corps qui aurait pour résultat un oxide, mais l'existence de ce corps n'est pas encore complètement démontrée.

Acide Arsénieux —

L'acide arsenieux résulte de la combinaison immédiate de l'oxygène avec l'arsenic, lors fois qu'on brûle ce corps dans l'oxigène, il y a production d'une grande chaleur avec une belle flamme, et il y a formation d'acide arsénieux et non pas production d'acide arsenique car il se produit une quantité de chaleur assez forte pour décomposer cet acide s'il venait à se former.

L'acide arsénieux se produit à l'état de vapeurs et se condense à l'état de poudre blanche qui

l'a pris les parois de la cloche sur laquelle on la fait bouillir ou bien on le produit encore en traitant l'arsenic par de l'acide nitrique puissant. On peut encore l'obtenir en traitant l'arsenic par de l'acide sulfurique, mais par ce procédé on obtient aussi de l'acide arsenique, mais quelles séparé facilement de l'acide arsenieux car il est plus soluble que ce dernier — On sépare encore l'acide arsenieux par le grillage soit d'un sulfure d'arsenic, soit d'un arséniure de Cobalt. alors cet acide arsenieux se volatilise et se condense en ... dans le col des cornues où on a fait l'opération —

L'acide arsenieux est solide, d'une forme régulière, tantot sous forme d'un octaèdre régulier, tantot sous forme d'un tetraèdre, selon qu'il aura été obtenu par volatilisation ou par précipitation d'un de ses sels —

Il a ... metallique, mais qui ne se développe pas de suite. il est inodore même quand on le volatilise, si on a la précaution de le chauffer sur une brique ... sur un charbon incandescent, alors on s'expose en ... qui se combinera au charbon ... et l'arsenic ... réduit par le charbon

et en se volatilisant il répand cette odeur qui le caractérise. La Densité de cet acide arsenieux est 3,738.

La fusion de ce corps n'est point apparente. cependant on peut s'assurer en soumettant ce corps à une pression avec [illegible] avec la chaleur —

L'acide arsenieux se présente sous deux états différents; quand il est récemment préparé il est sous forme d'une masse ayant une apparence vitreuse — quand il se présente à l'état opaque. il n'y a pas chimiquement de différence dans la constitution du corps ce n'est qu'un changement moléculaire qui a lieu aussi bien à l'abri du contact de l'air, de l'oxygène, de la vapeur d'eau

quand on dissout dans l'acide Chlorhydrique de l'acide arsenieux vitreux, et qu'on laisse cette dissolution refroidir dans l'obscurité, on remarque que chaque petit cristal est précédé d'une étincelle ~~électrique~~ étincelante au moment de sa formation. mais le même phénomène ne se présente plus quand on fait cette expérience avec l'acide arsenieux opaque — Cette observation est due à Henry Rose et de plus il a remarqué que ce phénomène ne se représentait plus quand on ~~faisait~~ fait cette expérience avec des cristaux

que l'on aurait fait redissoudre
un même cristal que l'or bijoutier ou sulfate de baryte, pour l'état opaque en présentant le même phénomène d'étincelle électrique.

L'eau dissout l'acide arsenieux mais en petite quantité. L'eau froide en prend 1/100 et l'eau bouillante en prend 1/10. On a cru reconnaître une différence de solubilité entre l'acide arsenieux vitreux et l'acide opaque.

L'acide arsenieux n'a pas les propriétés acides très prononcées, son action sur la teinture de tournesol est nulle, aussi avait il reçu anciennement le nom d'oxide arsenieux mais il se combine avec les bases et forme des combinaisons peu stables et dans lesquelles on trouve toujours plutôt un excès de base.
un grand nombre de corps décomposent cet acide.

Le Chlore agit par différence d'affinité s'il y a de la chaleur et que les corps soient secs il y a combinaison entre le Chlore et l'Arsenic et les corps sont humides, alors en s'oxidant par l'oxygène répond sur l'acide arsenieux pour l'oxygéner devient capable former de l'acide arsenique et l'hydrogène s'unit au Chlore

Si on chauffe l'acide arsenieux avec du Charbon, l'acide arsenieux est décomposé il se forme de l'acide Carbonique et l'arsenic se dépose sur les parois du tube sous forme d'une zone brune qui on peut promener dans le tube à l'aide de la chaleur.

L'Hydrogène peut réduire complètement l'acide arsenieux, mais il faut une température de beaucoup supérieure à celle nécessaire pour la volatilisation de l'~~acide~~ arsenieux.

Le Soufre chauffé avec l'acide arsenieux forme de l'acide sulfureux, et l'arsenic se volatilise.

L'action des Hydracides sur l'acide arsenieux est nulle, excepté toutefois l'acide sulfhydrique qui précipite en jaune la solution d'acide arsenieux. ce précipité jaune est le sulfure d'arsenic (orpiment). quand l'acide arsenieux est dissout dans l'acide Chlorhydrique, le précipité est beaucoup plus abondant. parce que l'acide arsenieux est beaucoup plus soluble dans l'acide chlorhydrique que dans l'eau.

Le précipité n'aurait pas lieu, si l'acide arsenieux était [illegible] en dissolution au moyen d'un alcali.

Les Oxacides [illegible] l'acide arsenieux

un degré d'oxygénation plus élevé — les acides qui retiennent peu l'oxygène cèdent plus facilement ce gaz à l'acide arsenieux que ceux qui ont pour ce corps une grande affinité.

La composition de ce corps est en équivalents 1 d'arsenic qui pèse 4,702 et 1/3 d'oxygène —

Les cristaux d'acide arsenieux sont anhydres —

Ce corps est un poison violent — il est très employé dans les arts — les contrepoisons employés sont assez nombreux; on ~~appl~~ emploie la méthode vomitive et le remède le plus prompt est l'~~hidr~~hydrogène sulfuré qui mitige assez promptement l'atteinte du mal.

Acide arsenique

On ne peut obtenir directement par oxygénation l'acide arsenique, il faut ou bien oxygéner l'acide arsenieux en le traitant par l'eau régale, ~~[illegible]~~

A B

Si on prenait l'arsenic métallique et qu'on l'oxygénât directement cette opération serait beaucoup trop longue.

On emploie aussi le Chlore comme moyen d'oxygénation et voici quel est le procédé employé — comme le Chlore n'a aucune action sur l'acide arsenieux et les deux corps

douces, mais si on fait intervenir l'eau;
alors l'action est des plus vives.
Dans un cylindre AB. on dispose de l'acide arsenieux solide et on fait passer sur ce corps un courant de chlore, puis on fait arriver en A un filet d'eau: cette eau est décomposée par l'influence du chlore. il se forme de l'acide chlorhydrique; l'oxygène s'unit à l'acide arsenieux pour former l'acide arsenique, et le cours de l'eau entraine l'acide arsenique en partie, et le dépose en B dans un récipient. En chauffant on dégage tout l'acide chlorhydrique, et l'acide arsenique est mis à nu. s'il reste encore un peu d'acide arsenieux on le convertit en acide arsenique en faisant passer un peu de chlore. Immédiatement l'acide arsenique est formé.

La dissolution d'acide arsenieux et le chlore est un excellent moyen chlorométrique.

L'acide arsenique se présente sous forme d'une masse spongieuse n'ayant aucune apparence métallique. et a une saveur très acide, et il se combine avec les bases et forme des arséniates.
Il est beaucoup plus stable que l'acide arsenieux. de savoir les acides métalliques

quand il est anhydre il perd assez facilement à une chaleur rouge et il se décompose en acide arsenieux et en oxygène — quand la température est proche de celle qui est necessaire pour la fusion du verre, l'acide arsenique se décompose plus facilement que l'acide sulfurique mais si on compare ces deux acides à l'état anhydre la décomposition se fait au même point.

L'acide arsenique exposé à l'air tombe en deliquium, ~~parti~~ cette matière sirupeuse que l'on obtient alors est susceptible de former de gros cristaux; sa composition est alors analogue à celle de l'acide sulfurique contenant 2 equivalents d'eau)

L'Hydrogène à chaud décompose l'acide arsenique en lui enlevant ~~tout l'oxigène~~

Le Soufre lui enlève aussi tout l'oxigène et il y a ~~assez~~ ~~il~~ ~~se~~ forme un sulfure d'arsenic

Le Carbone enlève aussi tout l'oxigène il se forme de l'acide carbonique et l'arsenic metallique se dépose.

Presque tous les metaux le fer, le cuivre, le plomb etc. sont attaqués par cet acide et lui enlèvent tout le gaz oxygène —

Les Hydracides et particulièrement l'acide sulphydrique agissent d'une manière ~~cette~~

particulière, il ne se forme pas immédiatement de dépot de sulfure d'arsenic, mais ce précipité se fait à la longue

Si on met dans un matras de l'acide sulfureux et de l'acide arsenique il n'y a aucune réaction à froid mais si on élève la température, l'acide sulfureux prend à l'acide arsenique une portion de son oxigène, et il se forme alors de l'acide sulfurique et de l'acide arsénieux.

Les autres oxacides n'ont aucune action sur l'acide arsenique le seul acide sulfureux lui enlève une proportion de son oxigène –

L'acide arsenique ne diffère de composition avec l'acide arsénieux, qu'en ce qu'il a de plus que cet acide une proportion d'oxigène

Le rapport de l'oxigène avec l'arsenic est :1 : 2½. ainsi la formule de cet acide sera As^2O^5

La quantité d'arsenic exprimé par unité est 4,7004. la quantité d'oxigène est 250 –

Sous oxide d'Arsenic

Quelquefois dans le commerce ainsi que l'a remarqué Mr. Berzelius, la masse d'arsenic est d'une couleur grise, non brillante, terne et ayant un état pulvérulent.

Cette poudre mise dans un tube et

chauffée laisse dégager et volatiliser de l'acide arsénieux sous forme d'une matière blanche.. puis après l'arsenic en nature se volatilise et vient se condenser dans le tube sous forme d'un anneau qu'on peut promener en le chauffant.

d'après cette experience on pense que cette poudre est un sous oxide qui soumis à l'action de la chaleur se volatilise en se décomposant en acide arsenieux et arsenic—

3 mai- 23e leçon

Acide Phosphorique Ph O5

On peut produire l'acide phosphorique en faisant agir l'acide nitrique sur le phosphore En faisant bouillir le phosphore dans l'acide nitrique, on obtient ~~un~~ l'acide phosphorique qui est toujours anhydre.

on l'obtient encore en brulant le phosphore dans le gaz oxigène;

L'acide phosphorique est sous la forme d'une poudre neigeuse, attirant très fortement l'humidité de l'air, c'est un corps très acide il est même assez énergique moins cependant que l'acide sulfurique

si on le met dans l'eau il fait entendre un bruit semblable à celui d'un fer rouge ce qui est l'indice d'une très grande énergie

de solution.

Quand on a fait brûler du phosphore sous une cloche remplie de gaz oxigène, on obtient toujours un dépôt d'une poudre rougeâtre qui est du phosphore qui n'a pas été brulé - l'acide phosphorique à l'état neigeux, tapisse les parois de la cloche. Quand il a été mis au contact de l'air atmosphérique ~~cette~~ acide neigeux disparait complètement en donnant d'abondantes vapeurs. L'élévation de température n'est pas très grande, elle n'est que de 30.° alors l'acide phosphorique prend l'aspect d'une gelée - Quand il est anhydre il ~~donne lieu~~ a une plus grande quantité de chaleur produite mais ~~cette~~ le degré de chaleur n'est pas aussi élevé que ~~la~~ chaleur produite par l'acide sulfurique

Une fois que l'acide phosphorique a été combiné avec l'eau on ne peut plus l'obtenir anhydre - cet acide est fixe, mais il est aussi volatil et distille très bien, cependant il faut une chaleur beaucoup plus forte que pour la distillation de l'acide sulfurique. car, si l'acide sulfurique exige pour distiller une température de + 325° il faut à l'acide phosphorique une température de +400.

apeupres environ
quand il a été fondu à cette température
il prend alors un à peu près 3 atomes et retient
encore un équivalent d'eau pour un
équivalent d'acide —
quand il est anhydre, il paraît être un
peu moins volatil que lorsqu'il est hydraté
mais il conserve toujours une très grande
stabilité dans ses élémens.
Son action sur les autres corps est nulle
ou à peu près, car certains corps le
décomposent suivant les circonstances.
quand on mêle ensemble du charbon
avec l'acide phosphorique, on chauffe et
l'acide [illegible] se sans être décomposé mais
si on fait passer sur des charbons rouges
de l'acide phosphorique en vapeur, alors
cet acide est décomposé, et il produit de
l'acide carbonique et le phosphore reste
mis en liberté.
Si on prend une cornue dont la panse
soit très longue et que dans la panse
de cette cornue on dispose le charbon
et le phosphore par couches ~~de manière~~
manière que le phosphore se trouve
au fond de la cornue. En chauffant
cet appareil, commençant par le haut

en descendant graduellement de feu de manière
à conserver ~~le~~ l'acide phosphorique sa volatili-
lité. et cet acide dévorera alors le charbon.
On peut combiner l'acide phosphorique avec un
1/10 de chaux et par diminuer sa volatilité
ce phosphate acide mêlé au charbon est décom-
posé par la chaleur et donne le phosphore
alors libre. Tel est même le procédé de prépa-
ration du phosphore.
Parmi les <u>Hydracides</u> aucun n'a d'action sur
l'acide phosphorique
Si on chauffe l'acide phosphorique dans un
creuset de terre il ~~est~~ attaque le creuset aussi
ne faut il jamais le concentrer dans un
creuset de terre, il faudrait faire cette concen-
tration dans un creuset de platine d'or mais
pas un creuset d'argent parce que s'il restait
un peu d'acide nitrique libre il serait atta-
qué — S'il y avait encore un peu de phosphore
libre dans l'acide phosphorique, en le faisant
concentrer dans un creuset de platine, le
vase serait attaqué —
Le Potassium décompose aussi l'acide phos-
phorique et il se forme de la Potasse et
le phosphore est mis en liberté. mais il
se combine avec du Potassium et
forme un phosphure de Potassium qui

se décompose dans l'eau en phosphore et en potassium

La Composition de l'acide Phosphorique communément donnée par Mr Pelouze est de phosphore 1,961 et oxygène 250 — donc la formule de cet acide sera Ph^2O^5 — cet acide peut se combiner avec les bases en proportions diverses, et s'unit avec 1, 2, 3 équivalents de base

Acide Phosphoreux Ph^2O^3

L'ancien procédé de préparation de l'acide phosphoreux était de placer des bâtons de phosphore séparément dans un tube de verre, une réunion de ces tubes était placée sur un entonnoir communiquant avec un flacon, placé sur une assiette renfermant de l'eau, le tout était recouvert par une cloche percée latéralement pour permettre l'accès de l'air. Les bâtons de phosphore étaient placés dans des tubes de verre pour les isoler et empêcher leur inflammation — au contact de l'air humide le phosphore se combinait lentement avec une certaine quantité d'oxygène, et l'acide phosphoreux liquide coulait dans le vase au moyen de l'entonnoir —

au moyen de ce procédé on obtient acide phosphoreux très pur.

Un autre procédé de séparation consiste à mettre dans un long tube du phosphore fondu et à faire passer lentement sur ce phosphore un courant d'air. mais l'acide phosphoreux ainsi obtenu est moins pur que par le premier procédé

M. Pérard fait l'acide phosphoreux en décomposant l'eau par le protochlorure de phosphore le chlorure agit sur l'eau la décompose en hydrogène qui s'unit au chlore pour former de l'acide chlorhydrique et l'oxygène se combine au phosphore pour former l'acide phosphoreux. par l'ébullition on le débarrasse de l'acide chlorhydrique qui pourrait rester en excès et on achève sa concentration dans des vases de platine. il contient toujours un peu de chlore car on ne peut l'en débarrasser complètement.

Cet acide phosphoreux est incolore, il est facilement décomposé par l'action de la chaleur, quand on le soumet à un assez haut degré de température + 250° l'eau est décomposée, et l'acide phosphoreux se décomposant aussi en deux parties il se forme de l'acide phosphorique avec l'hydrogène phosphoré —

le corps est éminemment combustible puisqu'il peut donner naissance à l'acide phosphorique quand il est en contact avec les acides ou avec le gaz oxigène
La Composition de cet acide nouvellement donné est Ph. 1.961. et Ox: 150.
sa formule sera donc Ph^2O^3.

o Acide Phosphatique $Ph^2O^5 Ph^2O^3$.

L'acide phosphatique anciennement appelé acide phosphoreux est un acide qui se prépare par le procédé de Dulong au phosphore isolé par des tubes de verre et à combustion lentement au l'oxigène

Cet ~~usage~~ acide traité par les bases se sépare en phosphates et en phosphites

C'est un corps résultant de la combinaison de l'acide phosphorique avec l'acide phosphoreux

Acide Hypophosphoreux —

L'acide Hypophosphoreux se prépare en décomposant. l'Hypophosphite de Baryte par l'acide sulfurique — l'Hypophosphite de Baryte s'obtient en traitant par l'eau le phosphure de Baryum

L'acide Hypophosphoreux est un liquide qui peut avoir une consistance sirupeuse

on peut même le faire cristalliser.
Il a le caractère d'un acide franche et il forme avec les bases des sels qui sont très solubles. Soumis à l'action de la chaleur il se décompose en phosphure d'hydrogène et en phosphore plus un peu d'acide phosphorique.
Son action sur les hydracides est la même que celle de l'acide phosphoreux.
Les acides puissants tels que l'acide nitrique lui donnent de l'oxigène.
Sa Composition est Ph. 1,961 Ox. 50 —
Sa formule est Ph^2O —

Oxide rouge de Phosphore Ph^2O.
Quand on fait brûler du phosphore dans un excès de gaz oxygène, il n'y a jamais une combustion complète, il y a toujours un dépôt rouge d'oxide de phosphore et de phosphore non brûlé. — On obtient plus facilement cet oxide rouge de phosphore en faisant brûler le phosphore dans l'eau mais il y a toujours un mélange de phosphore dont on se débarrasse facilement par la chaleur car le phosphore est volatil et l'oxide rouge ne l'est pas
L'oxide rouge de phosphore est rouge

anhydre, ne luit pas dans l'obscurité, il s'enflamme bien plus tard que le phosphore et il faut pour que cette inflammation ait lieu, le chauffer jusqu'au rouge à peu près.
D'après Mr Liebig il est formé de 3 proportions équivalentes de phosphore pour un d'oxygène représenté par la formule Ph^3O.
La croûte blanche qui se forme sur les bâtons de phosphore plongés dans l'eau a été regardée par quelques chimistes comme étant un hydrate de phosphore mais il est plus rationnel d'admettre que ce n'est là qu'un état moléculaire de ce corps.

6 mai. 22e leçon

Carbone et oxigène.

On connaît cinq combinaisons de carbone avec l'oxigène, mais sur ces cinq deux seulement appartiennent à la chimie organique. Ce sont : l'oxide de carbone et l'acide carbonique.
La combinaison du carbone avec l'oxigène se fait directement au contact de l'air et à la température ordinaire — les deux combinaisons sont d'une grande importance

Acide Carbonique CO^2

L'acide Carbonique s'obtient toujours en decomposant un Carbonate par un acide plus fort que l'acide Carbonique. ainsi quand on verse sur du Carbonate de chaux ou autre de l'acide sulfurique, il se produit une très vive effervescence qui est due au dégagement de l'acide carbonique.

On le produit aussi en faisant brûler dans l'oxygène du Carbone dans un grand état de pureté.

L'acide Carbonique est un corps gazeux permanent; il lui faut 40 atmosphères pour le liquefier. Il supporte sans changer un assez grand nombre de pressions variées. Il est incolore, complètement inodore, ce qui est une propriété remarquable pour un gaz acide; il a une saveur légèrement aigrelette. Son action acide est très faible, il est très volatil, peu soluble dans l'eau, on peut le separer très facilement de sa solution, soit en chauffant, soit par diminution de pression; il ne peut neutraliser complètement les bases mais il peut se combiner avec elles en diverses proportions
Son action sur la teinture de Tournesol

~~[illegible]~~ perte, il ne donne que la coloration vineuse.
La Densité est 1,5202. et experimentalement elle est 1,519.
Dans un equivalent d'acide carbonique, la quantité employée d'oxygène est 1,1056 ce qui fait deux proportions de Carbone
Equivalent de Carbone est 0,75
Equivalent de l'oxygène est 2 ——
donc le symbole de l'acide Carbonique sera CO^2.
L'Hypothèse est que cet acide est formé de un volume de vapeur de Carbone et un volume d'oxygène combinés en un seul volume
L'acide Carbonique est impropre à la combustion, il est liquefiable sous la pression de 36 à 40 atmosphères — il est alors à l'état liquide et on le fait échapper par un robinet il reprend et instant l'état gazeux et produit un assez grand froid pour se solidifier. en cet état il produit un froid de plus de 100° et le mercure est congelé immediatement.
Cette neige mise facilement en contact produit à la [illegible] de [illegible] en blanc
C'est un des corps connus les plus inaltérables
Il est soluble dans l'eau mais en petite quantité un volume d'eau un volume

Pour obtenir cet acide en solution il faut employer l'appareil de Woolf.
Cette Eau a une saveur très faiblement aigrelle elle rougit faiblement le tournesol mais passagèrement.
On peut au moyen d'un appareil condensateur, d'une pompe foulante, charger très fortement l'eau d'acide carbonique qui y reste ~~.~~ retenu sous une forte pression, cette eau mise à l'air mousse très fortement, perd l'acide qu'elle contenait en excès et ne conserve que l'acide qu'elle peut contenir à l'état ordinaire.
Si on diminue de moitié la pression de l'air la moitié du gaz s'échappe, si on retire le tiers, le quart, une proportion égale de gaz s'échappera et on peut même en diminuant complètement la pression, dégager entièrement l'acide carbonique.
Les Corps simples qui ont une grande très grande pour l'oxygène décomposent l'acide carbonique mais en partie seulement.
Si on le chauffe avec du potassium il est complètement décomposé.
Si on fait passer un courant d'acide carbonique sur du charbon chauffé au rouge dans un tube de porcelaine, le gaz est

décomposé et transformé en oxide de carbone dont la quantité formée par la combinaison de l'oxygène avec le Charbon est égal exactement à celle formée par la décomposition de l'acide Carbonique.

Avec l'Hydrogène, le Fer, on enlève à l'acide carbonique un demi équivalent d'oxigène le volume de gaz ne change pas, il y a formation d'Eau ou d'oxide de Fer, et il reste un volume égal d'oxide de Carbone.

Les Hydracides et les Oxacides n'ont aucune action sur le gaz acide Carbonique. Cependant l'acide sulphydrique qui se décompose facilement, décompose l'acide Carbonique par son Hydrogène.

Quand dans une solution saturée d'acide Carbonique, on jette du sel marin en poudre fine, cette dissolution devient mousseuse, parceque l'Eau saturée de sel marin ne peut prendre que le 1/3 d'acide Carbonique que pourrait prendre l'Eau non saturée de sel.

Lavoisier est le premier qui ait démontré que le Diamant était principe constituant de l'acide Carbonique.

Cet acide Carbonique est très abondant dans

la nature. Il forme presque plus le tiers du poids d'une pierre calcaire - on le trouve aussi abondamment dans certaines eaux minérales, (Vichy). et dans les eaux de citernes qui coulent sur des terrains calcaires - dans les eaux d'arcueil près Paris.

Il est aussi contenu dans l'air - quand on laisse à l'air libre, de l'eau de chaux on la voit bientôt se recouvrir d'une croûte blanchâtre qui est du carbonate de chaux —

D'après Saussure le maximum d'acide carbonique contenu dans l'air est de 5,15 pour 1000 parties - le moyenne est 4,10.

l'acide carbonique s'échappe aussi dans certains endroits - des fissures qui se forment à la surface de la terre, (grotte du chien) —

Il se produit aussi dans la combustion, la respiration la fermentation etc.

Oxide de Carbone CO.

L'Oxide de Carbone fut découvert par Priestley en chauffant des oxides métalliques avec du charbon qui étaient réduits malgré la grande affinité qui existe entre leurs élémens -

On le produit maintenant plus particulièrement en faisant ~~passer~~ un courant

l'acide carbonique sur du charbon rouge
on peut avec le même appareil donner un volonté
de l'acide carbonique et de l'oxide de carbone
toutes les fois que l'on fait passer de l'oxygène
sur du charbon rouge, quand le gaz est en excès
il se produit de l'acide carbonique, quand au
contraire le carbone est en excès, il se produit
de l'oxide de carbone il peut aussi arriver
que l'on obtienne un mélange des deux gaz.

Dans la combustion du charbon, quand
elle se fait dans un fourneau large et bas il
se produit de l'acide carbonique, quand au
contraire le fourneau est long et étroit
comme un fourneau à reverbère par exemple
il se produit de l'oxide de carbone

Ce gaz est incolore, inodore, inflammable
et donne alors une belle flamme bleue et
comme produit de cette combustion on a de
l'acide carbonique

Il n'a pas lui même aucune propriété acide
l'eau n'en prend que 0,03 à 0,04 —
Il ne joue pas le rôle de base
La densité de ce corps est 0,9674
il contient la moitié de son volume d'oxygène
le poids du carbone est de 12.6.
La formule atomique de ce corps sera CO

Ce gaz est impropre à la combustion et même il est plus délétère que le gaz acide Carbonique car c'est lui qui est le gaz asphixiant. il suffit que l'air soit mélangé de quelques centièmes de ce gaz.

Acide Borique $\dot{B}O^3$.

Le nom d'acide Borique a été donné à ce corps parcequ'il a été pendant longtemps extrait du Borax (Borate de Soude) Substance qui se trouve abondamment dans la nature

Quand on chauffe du Bore dans l'oxygène il [illegible] à une température rouge, il s'enflamme très promptement, et le produit de cette combustion est l'acide Borique

L'acide Borique est solide, il se présente sous la forme de petites paillettes, il est inodore et d'une saveur très faible.

Il rougit à peine le tournesol, et se combine avec les bases comme un acide très faible

On l'obtient en grand par la décomposition du Borax combinaison d'acide Borique et de soude, par un acide plus fort qui s'emparant de la soude déplace l'acide Borique. Tous les acides excepté l'acide Carbonique déplacent l'acide Borique de ses combinaisons. cet acide se précipite

sous forme de cristaux qui contiennent six equivalents d'eau - soumis à l'action de la chaleur il perd la moitié de son eau cette chaleur est de + 100°. Sous le calcine, il fond et se prend en un liquide de consistance pâteuse. il prend alors par le refroidissement l'aspect vitreux, et on peut le tirer en fils mêmes assez longs.
il est permanent même avec plus grand degré de calcination. et ne se décompose pas. il est cependant décomposé par le potassium et le sodium
Il est soluble dans l'eau en petite quantité, à +10° l'eau en prend 0,03, à +100° l'eau en prend 0,08.
il est un peu soluble dans l'alcool ~~et prend en fait~~ tout cet alcool qui le tient en dissolution, l'acide lorsque celui-ci est enflammé prend une belle couleur verte. On le reconnaît assez souvent à ce caractère -
On le trouve en grande quantité dans les petits lacs de Toscane. et le borax qu'on en retire a complètement remplacé maintenant celui que l'on tirait des Indes.
L'analyse qui a été faite de ce corps a fourni 3 d'oxygène pr 1 de bore BO^3

Acide silicique (Voir Thénard) -

8 mai. — 2^{em} leçon

Cours continué par M. E. Fremy — Des Bases

Une base est un corps qui sature complètement les propriétés d'un acide. Les bases ~~elles~~ peuvent réagir différemment que les acides sur certains réactifs colorés. ainsi elles ramènent au bleu ~~la~~ couleur bleue de tournesol qui a été rougie par les acides, et elles peuvent faire ~~tourner~~ au vert la couleur violette.

Les bases dans leur composition sont ordinairement formées par la combinaison d'un métal avec l'oxygène. Exemple la potasse, la soude, formées par la combinaison du potassium et de sodium avec l'oxygène.

Il y a cependant certaines bases aussi énergiques que la potasse et la soude ~~et~~ qui ne résultent pas de la combinaison d'un métal avec l'oxygène. ainsi les bases organiques sont ~~toujours~~ le plus souvent formées par la combinaison de carbone, de l'hydrogène, de l'oxygène et de l'azote — certaines bases ne ~~conf~~

renferment que du Carbone de l'Hydrogène et de l'azote — et il existe une base très énergique qui ne renferme que de l'azote et de l'Hydrogène. cette dernière base est l'ammoniaque qui est la plus forte des bases;

a cause de sa force et comme elle ne résulte pas de la combinaison de l'Oxygène avec un métal, cette base doit être étudiée la première

Il existe dans les bases différents degrés de force selon leurs différens degrés de combinaisons avec l'oxygène. ainsi dans les bases que forme le Fer on connait un protoxide un bioxide un tritoxide de fer.

Il en est de même pour beaucoup d'autres bases —

Ammoniaque

L'ammoniac est formé par la combinaison de l'azote avec l'Hydrogène, c'est un fluide élastique, ayant une odeur vive pénétrante très caractéristique. Elle excite le larmoiement — le gaz réagit comme une base sur les réactifs colorés. C'est le seul gaz connu qui ait une action prononcée sur la teinture de Tournesol.

190 Sa densité est 0,5912.
Ce gaz est non permanent, et on peut facilement le liquéfier en faisant intervenir la pression et un grand abaissement de température.
Faraday pour liquéfier ce gaz emploie un ~~tube~~ tube courbé à une extrémité de ce tube il

dégage le gaz ammoniac et l'autre branche se rend dans un mélange réfrigérant. Le gaz dans cet appareil est soumis à un froid et à la pression forte. Dans cet appareil on produit le gaz ammoniac en employant le chlorure d'argent qui a la propriété d'absorber le gaz ammoniac en très grande quantité. En chauffant ce corps on dégage le gaz ammoniac qui étant dans le tube en très grande quantité se trouve soumis à une très forte pression et se liquéfie.
M. Bussy fait passer le gaz ammoniac à travers un tube qui est refroidi au moyen de l'acide sulfureux liquéfié et il parvient ainsi à liquéfier le gaz ammoniac.
L'ammoniac est soluble dans l'eau et cette ammoniaque liquide jouit de toutes les propriétés du gaz.
Sa densité est 0,78.
~~Historiques~~ L'ammoniaque est décomposée

par différents agents, principalement par la chaleur et l'Electricité
Si on fait passer du gaz ammoniac à travers un tube de porcelaine rougi et contenant des fragments de porcelaine, tout l'appareil étant chauffé au rouge cerise, le gaz est très difficilement décomposé.
L'Electricité le décompose avec beaucoup plus de rapidité. Si on fait passer une série d'étincelles électriques à travers le gaz, il augmente de volume, et si on continue l'experience pendant plusieurs heures, le gaz serait complètement décomposé, et son volume aurait doublé. Le gaz qui reste dans l'appareil après ~~le gaz ammoniac ne~~ cette réaction ne rougit plus sur le papier de tournesol rougi, il est inflammable, et il présente à la fois les caractères de l'Hydrogène et de l'Azote.
en enflammant on reconnait la présence de l'Hydrogène, et par les moyens eudiométriques on reconnait l'Azote.
Si on opère sur 100 volumes de gaz on reconnait qu'il contient 75 parties d'Hydrogène et 25 parties d'azote
Un volume de gaz ammoniac renferme donc 1 volume ½ d'Hydrogène et ½ volume d'azote

Le gaz ammoniac est un des corps les plus solubles dans l'Eau. En poids l'Eau prend le tiers et même plus de son poids de gaz ammoniac, un volume d'eau absorbe 600 et même 670 fois son volume de gaz ammoniac. — quand on plonge dans l'Eau une éprouvette pleine de ce gaz, si elle est pas, l'Eau entre avec une telle force que l'éprouvette est souvent brisée —

Cette dissolution du gaz ammoniac dans l'Eau porte le nom d'Ammoniaque liquide elle a la même odeur et absolument les mêmes réactions que le gaz.

à +10° cette dissolution a une densité de. 0,875. elle peut se congeler — quand on la chauffe elle perd son gaz et c'est ainsi qu'on peut le recueillir.

malgré sa grande affinité pour l'Eau le gaz ammoniac ne fume pas à l'air

l'Oxygène n'a aucune action sur ce gaz à froid, mais si on fait ~~intervenir~~ l'action de la chaleur, la décomposition de l'ammoniac est complète; il se forme de l'Eau et il se dégage de l'azote. $AzH^3 + O^3 = 3(HO) + Az.$ Au lieu de chauffer seulement un mélange on le faisait passer sur de la mousse de

platine légèrement chauffée, ait y a un excès d'oxygène, il se forme de l'eau et de l'acide azotique. $AzH^3 + O^8 = 3(HO) + AzO^5$

C'est ainsi que l'on explique les phénomènes de la nitrification naturelle.

L'Hydrogène et l'Azote n'ont aucune action sur le gaz Ammoniac.

Le Chlore décompose l'ammoniac soit à l'état gazeux soit, à l'état de dissolution.

Quand on introduit une bulle de Chlore dans une éprouvette pleine de gaz ammoniac, il se produit une secousse violente, production de chaleur, et décomposition de l'ammoniac, formation d'acide Chlorhydrique et l'azote se dégage. $Az.H^3 + Cl^3 = 3(ClH) + Az$. Si l'ammoniac était en excès il y aurait production de Chlorhydrate d'ammoniaque ~~[illegible]~~

$ClH\,AzH^3 + Az.$

Si on prend un long tube qu'on remplisse à peu près d'une dissolution de chlore dans l'eau et qu'on remplisse avec une solution concentrée d'ammoniac, on obtient en renversant le tube, un mélange des liquides, duquel résulte une réaction qui produit une grande quantité d'azote, c'est le mode de préparation de l'azote pur, et approuvé très bon pour

obtenir l'azote pur, et encore un bonne preuve de l'analyse de l'ammoniaque.

Le Brome et l'Iode ont une action semblable sur l'ammoniaque.

Si on chauffe l'Iode avec l'ammoniaque on obtient un composé détonant au moindre choc une barbe de plume qui le touche suffit pour déterminer cette détonation.

Quand on fait passer sur du Soufre en fusion, un courant d'ammoniaque, il y a formation de ~~[illegible]~~ sulfhydrate d'ammoniaque, et l'Azote se dégage $2(AzH^3+S) = S^2H^3+Az$

L'action du Phosphore n'a pas été assez convenablement examinée —

Charbon si on fait passer dans une cloche de gaz ammoniac un morceau de charbon rouge éteint dans le mercure le charbon absorbe le gaz très rapidement; il n'y a là qu'une simple absorption, car en chauffant ce charbon on dégage tout le gaz ammoniac qu'il renferme.

Si on fait passer un courant de gaz ammoniac sur du charbon chauffé au rouge, il y a décomposition du gaz et il se forme de l'acide cyanhydrique qui en s'unissant à l'ammoniac en excès forme du Cyanhydrate d'ammoniaque; il y a ~~[illegible]~~

dégagement de gaz Hydrogène

$2(AzH^3)+2C = C^2AzH, AzH^3 + H^2$

Métaux

L'action du Potassium a été étudiée par MM Gay Lussac et Thénard, si on chauffe dans une cloche fermée, de l'ammoniac avec du Potassium, le métal rougit. il se dégage de l'Hydrogène et il se forme un corps, amidure ~~d'hydrogène~~ de Potassium ayant cette formule $KAzH^2$

Le Fer, le Cuivre, le Platine, l'or et ces métaux difficilement oxidables, ~~font~~ ont une certaine action qui a été étudiée

un fil de fer chauffé au rouge naissant ~~de~~ détermine la décomposition de l'ammoniaque en ses élémens Hydrogène et Azote qui se dégagent. le Fer a alors perdu l'éclat qui le caractérise comme métal, il est désagrégé et n'est plus blanc ~~tout~~ on avait admis la formation d'un azoture de fer, mais cette hypothèse n'est pas admissible parce que le Fer n'augmente pas de poids. Mr Ampère a admis l'existence d'un Azoture qui est décomposé par une élévation de température

Le Bioxide d'azote d'après Mr gay Lussac décompose l'ammoniaque en Eau et en ~~acide~~ Protoxide ~~nitrique~~ d'azote. $2AzO^2+AzH^3 = H^3O^3+Az^3O^3$

196 Equivalent. Pour déterminer l'Equivalent de l'ammoniaque, on a pris une proportion de cette base capable de saturer une proportion d'acide; on a pris une quantité d'acide Chlorhydrique représentant 4 volumes. On a mis dans une cloche 0m, 50cubes d'ammoniaque, et on y a introduit 0m, 50cubs d'acide Chlorhydrique; il y a eu élévation de température et formation d'un corps blanc qui s'est condensé sur les parois de l'éprouvette. 1 Equivalent de l'ammoniaque est représenté par 4 volumes, 1 volume d'azote et 3 volumes d'hydrogène. 2 volumes d'azote et 6 volumes d'hydrogène représentent 8 volumes d'ammoniaque condensés en 4 volumes.

Etat naturel. L'ammoniaque se trouve très abondamment dans la nature en combinaison avec l'acide Chlorhydrique pour former le Chlorhydrate d'ammoniaque. – Il existe dans les urines et les excrétions de tous les animaux en combinaison avec l'acide Phosphorique pour former le Phosphate d'ammoniaque – il existe aussi à l'état de Carbonate d'ammoniaque; – Dans quelques mines d'alun qui le renferment souvent à l'état de Sulfate – on rencontre aussi ce gaz comme produit de la putréfaction des matières azotées.

L'Eau de pluie parait contenir une certaine quantité d'ammoniaque à l'état de Carbonate

Préparation - On obtient le gaz ammoniac en combinant à l'état naissant l'azote et l'Hydrogène

L'ammoniaque existe dans la rouille du fer parceque le métal exposé à l'air humide, décompose la vapeur d'eau, l'oxygène se combine au métal et l'Hydrogène s'unit à l'azote de l'air

Mr. Kuhlmann prépare l'ammoniaque en faisant passer de l'Hydrogène en excès sur du Bioxide d'azote, il faut pourque la combinaison ait lieu, qu'il y ait 5 proportions d'Hydrogène $AzO^2+H^5=H^2O^2+AzH^3$ - il dégage du Bioxide d'azote et de l'Hydrogène dans des flacons séparés, on fait passer le mélange des deux gaz dans un tube effilé qui contient de la mousse de platine chauffé à +150° à la faveur de la mousse de Platine et de la chaleur il y a décomposition du Bioxide et l'ammoniac se dégage à l'extrémité effilée du tube

En décomposant ~~par~~ par le feu une matière azotée on donne lieu à un dégagement d'ammoniac que l'on reconnait très bien

à son action sur le papier de tournesol rougi par un acide. quelquefois le dégagement de l'ammoniaque peut ne pas être reconnaissable à l'action sur le papier de tournesol, il peut former des sels comme par exemple des acétates alors calcinant le sel avec de la potasse on le décompose facilement et l'ammoniaque se dégage.

On le produit ordinairement dans les arts en faisant réagir une base fixe sur un sel ammoniacal. En calcinant un mélange de sulfate d'ammoniaque et de chaux, on dégage l'ammoniaque. cette réaction a lieu même à froid : il se produit avec l'ammoniaque un chlorure de calcium plus délavé : on a employé le chlorhydrate d'ammoniaque on emploie ordinairement 2 parties de chaux pour une de sel ammoniac.

$SO^3AzH^3 + CaO = SO^3CaO + AzH^3$

$ClH,AzH^3 + 2CaO = ClCa + HO + AzH^3$

Quand on veut obtenir l'ammoniaque liquide on fait arriver le gaz dans l'appareil de Woolf.

Usages. L'ammoniaque est fréquemment employé dans les laboratoires pour obtenir les oxydes métalliques en les précipitant de leurs sels.

On a employé avec succès l'ammoniac pour neutraliser l'acide carbonique et l'hydrogène sulfuré qui se dégagent dans la maladie appelée empansement chez les animaux herbivores. En ~~medecine~~ mediçine il est employé pour précipiter l'état [illegible] [illegible] d'azote qui est inutile à la nutrition. Le Guano qui est très employé dans l'agriculture contient une grande quantité de sels ammoniacaux.

10 mai - 26ème leçon.

Action des acides sur l'Ammoniac.

L'acide sulfurique et tous les oxacides ne peuvent se combiner avec l'ammoniaque sans qu'il y ait un équivalent d'eau. Si on employait l'acide sulfurique ou l'acide phosphorique anhydres il ne se formerait pas de combinaison ammoniacale. ce serait alors des amides.

L'ammoniaque en se combinant avec les hydracides n'exige aucunement l'intervention de l'eau. L'explication de ce fait donné par Mr Ampère est la Théorie de l'ammonium

Théorie de l'ammonium. selon ce savant il ne se formerait pas de ~~Chlorhydrate~~ ~~par~~ l'ammoniaque par la combinaison de ~~l'~~acide Chlorhydrique avec l'ammoniaque mais .. l'hydrogène

de l'acide Chlorhydrique se combinerait aux 3 équivalents d'Hydrogène de l'ammoniaque pour former un nouveau corps hypothétique appelé Ammonium (AzH4) avec lequel on explique la présence de l'équivalent d'eau dans les sels formés par les oxacides — ainsi le Chlorhydrate d'ammoniaque serait un Chlorure d'Ammonium ($Cl, AzH^4 = Cl H AzH^3$) le Sulfate d'ammoniaque serait un Sulfate ~~ammonium~~ d'oxide d'ammonium. ($SO^3 AzH^4 O = SO^3 AzH^3, HO$) —

Potassium et Oxigène —

En 1807 Davy démontre que la Baryte la Potasse, la Soude, la Strontiane, renferment un corps simple combiné avec l'Oxigène les corps avaient jusque là été considérés comme indécomposables. Il isola les métaux au moyen de la Pile.

Après Davy, mm Gay Lussac et Thénard préparèrent le Potassium et le Sodium, ils examinèrent les propriétés de ces métaux et de leurs combinaisons avec l'oxigène.

Le Potassium se combine avec l'oxigène en trois proportions et forme trois oxides, un protoxide de Potassium KO — un sous oxide de Potassium K^2O, et un peroxide de ~~Potassium~~ Potassium KO^3

Le Sous oxide de Potassium K^2O, se prépare en exposant à l'air humide du Potassium qui présentera une grande surface, on prépare ce corps en applatissant un morceau de Potassium, et le plaçant sous une cloche pleine d'air humide. — On l'obtient encore en chauffant à +300° un mélange de Potasse et de Potassium. Le Sous oxide de Potassium a une très grande affinité pour l'oxygène, chauffé à +130° il s'enflamme et forme de la Potasse
il décompose l'eau comme le Potassium mais ~~l'eau~~ [illegible] action est moins energique et n'y a pas de dégagement de Lumière
MM Gay Lussac et Thénard ont déterminé la quantité d'Hydrogène qui se dégageait, et ils ont reconnu qu'il se dégageait un equivalent de ce gaz car le sous ~~oxide~~ de Potassium prend un equivalent d'oxygène à l'eau pour passer à l'état de Potasse — $K^2O + HO = K^2O^2 + H$ — prenant deux equivalents de Potassium et deux equivalents d'eau les deux equivalents de Potassium prennent deux equivalents d'oxygène et il se dégage deux equivalents d'Hydrogène
$K^2 + 2HO = K^2O^2 + H^2$
Le Peroxide de Potassium K^2O^3 se prépare de différentes manières, on peut chauffer des

Potassium avec un excès d'oxigène, dans une cloche courbe, il y aura combinaison avec un dégagement de chaleur et de lumière et il se formera du peroxide de potassium KO^3 — il faut avoir soin de placer le potassium dans une petite nacelle d'argent ou de platine. Si on chauffe ~~de~~ la potasse à l'air on ~~forme~~ forme aussi ce peroxide de potassium. L'expérience est beaucoup plus rapide, quand on fait arriver un courant d'oxigène sur de la potasse fondue, ou bien encore en mélangeant la potasse avec un sel qui fournit beaucoup d'oxigène en se décomposant.

Le peroxide de potassium est toujours d'une couleur verdâtre, quelquefois brun d'une texture cristalline, quand il est fondu, il est décomposé par l'eau qui prend la potasse et dégage deux équivalents d'oxigène.

$KO^3 + HO = KO, HO + O^2$ — Il n'est donc pas soluble dans l'eau puisqu'il y est décomposé —

Si on fait arriver un courant d'hydrogène sur du peroxide de potassium, il se forme de l'eau, et de la potasse, cette réaction se produit avec un grand dégagement de chaleur.

L'ammoniaque est aussi décomposée par ce peroxide de potassium, il se forme de l'eau

est l'azote se dégage.
Les acides Phosphoreux et Sulfureux passent au maximum d'oxidation, sous l'influence de ce deuxoxide de Potassium

Potasse. — (Protoxide de Potassium)
On peut obtenir la Potasse, en brulant exactement un équivalent de Potassium dans un équivalent d'Oxigène. Le 88,94 de Potassium combiné avec 100 d'Oxigène donnent un équivalent de Potasse anhydre. En faisant réagir un équivalent de Potasse du commerce ($KO + HO$) sur un équivalent de Potassium, on obtient la potasse anhydre plus un équivalent d'Eau. $KO, HO + K = K^2O^2 + H$ —
Si on chauffe au rouge vif, l'azotate de Potasse tous les azotates étant decomposables par la chaleur, il y aura décomposition du sel, l'acide ~~nitrique~~ azotique décomposé se volatilisera et on aura de la potasse anhydre
La Potasse anhydre, a une grand affinité pour l'Eau si on humecte un peu de cette Potasse la masse devient rouge et entre en fusion — avec dégagement de chaleur.
La Potasse anhydre est peu importante
La Potasse hydratée est très employée dans les arts et en Chimie. Comme lessive pour

la séparation du bleu de Prusse, des savons, c'est elle qui sert à la base ~~de la~~ du salpêtre.

~~Cette~~ La Potasse hydratée peut se préparer très bien en jetant dans l'eau un morceau de ~~Potassium~~ Potassium qui est décomposé, l'hydrogène se dégage, l'oxigène s'unit au Potassium et forme la Potasse qui se dissout dans l'eau. cette solution a une réaction très alcaline. On peut mesurer parfaitement la quantité d'Hydrogène qui se dégage. Dans un tube contenant du mercure et une certaine quantité d'Eau, à son extrémité, on fait passer dans cette Eau une certaine quantité de Potassium, et on remarque après la décomposition de l'Eau combien il reste de gaz Hydrogène. On peut s'appuyer sur cette expérience pour déterminer l'équivalent du Potassium.

Préparation On extrait la Potasse hydratée, du Carbonate de Potasse qui se produit toutes les fois que l'on calcine un végétal. Le Carbonate de Potasse se trouve dans les cendres.

On traite ces cendres par l'eau, et on constate que cette lessive a une réaction alcaline, on dégage l'acide Carbonique en décomposant le Carbonate par l'acide azotique et il se forme

alors un azotate de Potasse qui soumis à l'action d'une température rouge avec l'acide tartrique donne naissance au Bitartrate de Potasse qui est insoluble qui sert aussi à l'azotate de Potasse, ces deux sels se décomposent mutuellement, et on obtient alors un Carbonate de Potasse qui est très pur.

Potasse à la chaux.

Pour obtenir la Potasse pure par la décomposition de ce carbonate, on agit par le moyen de la chaleur, et employant la loi de Berthollet et fait former un sel insoluble au moyen d'une base qui s'emparant de l'acide Carbonique ~~[illegible]~~ mettra à nu la Potasse. on fait agir la chaux sur la Dissolution de Carbonate de Potasse à chaud, on reconnait que le Carbonate de Potasse est complètement décomposé, quand la dissolution ne fait plus effervescence avec les acides, et qu'on n'y reconnait plus les caractères des Carbonates.

On filtre alors cette dissolution sur une toile serrée, parceque la Potasse attaquerait le papier et on évapore ensuite dans une bassine d'argent on obtient ainsi la Potasse à la chaux

Cette Potasse à la chaux n'est jamais très pure, car, le carbonate de Potasse du commerce qui est le plus souvent employé, contient des sulfates, et en évaporant cette Potasse à l'air libre, elle absorbe l'acide carbonique, et ainsi on régénère du carbonate de Potasse

Potasse à l'Alcool

Pour la purifier et avoir la Potasse chimiquement pure, on reprend par l'alcool cette Potasse à la chaux, l'alcool dissout la Potasse pure et non pas les sels; et on met cette solution dans une grande cornue en verre, et on distille jusqu'à réduction d'un tiers du volume du liquide, alors on s'arrête et on continue l'évaporation dans une bassine d'argent, parceque la Potasse concentrée a la propriété d'attaquer le verre. Cette Potasse ainsi obtenue porte le nom de Potasse à l'Alcool

La Potasse pure, est blanche, alcaline, facilement fusible au dessous du rouge; quand on la chauffe fortement dans un creuset d'argent elle ne se décompose pas mais elle se volatilise sous forme de vapeurs blanches très alcalines

Elle a une grande affinité pour l'eau quand on met dans l'eau ~~une petite~~

de la Potasse très pure; il y a élévation de température et on obtient de la Potasse à différens degrés d'Hydratation; on obtient de la Potasse à un equivalent, trois et cinq. equivalents d'eau: $KO+HO + 3(HO) + 5(HO)$

Quand la Potasse est mis en contact avec l'eau, cette Eau se trouble et il se dégage une grande quantité de bulles qui sont de gaz oxygène —

Un des Hydrates de Potasse cristallise en tables octaédriques; et quand on le mélange avec de la neige cet hydrate se liquéfie avec un notable abaissement de température

La Potasse absorbe l'humidité de l'air et tombe en deliquium

On constate très bien la présence de l'eau dans la Potasse en la chauffant fortement avec un acide fixe et anhydre, l'acide Borique ou silicique, il se forme un sel borate ou silicate de Potasse et l'eau se dégage.

La Potasse a une action délétère sur les substances organiques, puisqu'elle détermine la production de l'eau aux dépens de ces substances aussi est-elle cause de

propriété de désorganiser les tissus, qu'elle est employée comme pierre à cautériser

action des metalloïdes. L'Oxygène, l'Hydrogène, l'Azote sont sans action sur la Potasse.

Le Chlore quand on fait passer un courant de ce gaz sur de la Potasse rougie, chasse l'oxygène de la Potasse et prend sa place on obtient un Chlorure de Potassium plus de l'eau et de l'oxigène $KO,HO+Cl=ClK+HO+O$.
Si on fait passer le Chlore dans une dissolution de Potasse, l'Oxygène n'est pas chassé complètement, mais il s'unit au Chlore pour former de l'acide hypochloreux ou de l'acide Chlorique.

L'action du Brôme et de l'Iode est analogue à celle du Chlore.

Le Soufre décompose aussi la Potasse si on fait bouillir dans un ballon du Soufre avec de la Potasse en solution, on obtient une calcination très forte du mélange, il se forme un Sulfure de Potassium SK.
l'Oxigène ne se dégage pas, mais il forme de l'acide sulfureux ou de l'acide Sulfurique s'il y a un excès de soufre

Le Phosphore agit comme le soufre il se forme un Phosphure, et un acide

· du Phosphore

· Carbone. L'action du Carbone a été étudiée par MM Gay-Lussac et Thénard. ~~il y a~~, quand on chauffe au rouge un mélange de Potasse et de charbon, il y a production de Potassium et d'oxide de Carbone ~~et~~ la Potasse étant décomposée

métaux. Fer quand on chauffe très fortement le fer en copeaux et placé dans un tube chauffé au rouge dans un fourneau à réverbère et qu'on fait passer sur ce fer ainsi chauffé, de la Potasse, ce corps est décomposé par le fer, le Potassium se volatilise et vient se condenser dans l'huile de Naphte placée dans un tube coudé en communication avec le tube chauffé au rouge, et placé dans un mélange réfrigérant ce tube coudé est en cuivre

acides. Les acides en réagissant sur l'Hydrate de Potasse, déplacent l'eau et se combinent à la Potasse pour former des sels.

L'acide Chlorhydrique forme du Chlorure de Potassium plus 2 équivalents d'eau

$HCl + KO, HO = ClK + 2(HO)$

L'acide Sulfurique monohydraté forme un sulfate de Potasse plus 2 équivalents

d'eau $SO^3,HO + KO,HO = SO^3KO + 2(HO)$.

État naturel. La Potasse se rencontre très abondamment dans la nature, elle existe dans presque tous les terrains, et terres arables où elle est très abondante. Elle joue un très grand rôle dans la végétation, car elle sature les acides abondants dans les végétaux encore verts.

Sodium.

Le Sodium comme le Potassium se combine avec l'oxygène en trois proportions pour former un sous oxide, un oxide, et un peroxide.

Le Sous oxide de Sodium Na^2O s'obtient comme le sous oxide de Potassium en exposant le sodium au contact de l'air humide. il est semblable au sous oxide de Potassium et les réactions sont les mêmes.

Les Peroxide de Sodium Na^2O^3 peut se former en chauffant du sodium dans un excès d'oxygène, ou bien chauffant le protoxide (NaO) au contact de l'air ou mieux le soumettant à l'action d'un courant d'oxygène

La Soude NaO. peut être obtenue anhydre comme la Potasse, en chauffant 290,90 de sodium avec 100 d'oxygène on obtient le Protoxide de Sodium NaO.

Préparation. On peut obtenir la soude en jettant dans

. l'Eau, du Sodium, le métal décompose l'eau, mais il ne produit pas d'inflammation ordinairement; mais quand on met le métal dans très peu d'eau, ou bien employant de l'eau gommée, le métal étant fixé en un point détermine une inflammation.

On prépare la Soude comme la Potasse en décomposant par la Chaux le Carbonate de Soude, et reprenant par l'alcool cette Soude à la Chaux pour faire de la Soude à l'alcool alors elle est pure.

La Soude est caustique comme la Potasse, quand elle est exposée à l'air elle tombe en déliquescence, et ensuite elle absorbe l'acide carbonique. Il se forme un carbonate de Soude qui est ~~del~~ efflorescent tandis que le Carbonate de Potasse est déliquescent.

La cristallisation des sels de Potasse et des sels de Soude est aussi complètement différente ~~des sels de Soude~~.

Etat naturel. On retire la Soude des plantes croissant maritimes principalement des algues, espèces qui croissent sur les bords de la mer, on la trouve à l'état de Carbonate de Soude.

 13 mai. 27e leçon.

A côté des bases alcalines, il faut placer trois autres bases qui forment un autre groupe, et que l'on nomme Bases alcalino-terreuses. Ces trois bases sont la Baryte, la Strontiane et la Chaux.

Baryte.

La Baryte a été pendant longtemps considérée comme un corps simple. Davy la décomposa en mettant dans une nacelle de platine une certaine quantité de mercure en contact avec le pôle négatif d'une pile, et en y plaçant un fragment de Baryte hydratée. il obtint ainsi un amalgame de Baryum qui distillé abandonna le métal.

Le Baryum est un métal blanc, ayant l'éclat de l'argent, brûlant dans l'eau en la décomposant, il forme de la Baryte et dégage de l'Hydrogène. Ce métal est plus pesant que l'eau et l'acide sulfurique.

On connait deux combinaisons de Baryum avec l'oxigène, un Protoxide et un Bioxide.

En 1774 Scheele découvrit la Baryte et plus tard on trouva un procédé pour l'isoler. La Baryte est solide, poreuse, et quand elle a été préparée dans un creuset de

porcelaine elle est d'un blanc légèrement grisâtre, si elle a été préparée dans une cornue ou un creuset de terre, alors elle a été combinée avec quelque oxide métallique et elle prend alors une couleur d'un jaune brun.
Elle verdit le sirop de violettes comme les alcalins.
Elle est fusible mais exigeant la température du chalumeau de Brooke.
Elle a une très grande affinité pour l'eau quand on la met en contact avec ce liquide il y a élévation de température, une partie de l'eau entre en ébullition, et il y a formation d'un hydrate de Baryte.
Si on met la Baryte en contact avec peu d'eau elle devient en quelque sorte solide et il se forme un hydrate de Baryte ayant la dureté de la pierre, si on ajoute une plus grande quantité d'eau la baryte se dissout.
C'est alors l'eau de Baryte.
À la température ordinaire, l'eau prend 1/20 de son poids de Baryte et elle en prend 1/10 à la température de l'ébullition
Si on laisse refroidir une dissolution de baryte faite à chaud on obtient de beaux cristaux d'hydrate de Baryte, ce sont des hexagones

terminés par des pyramides tetraèdres, et formés de 1 partie de Baryte et 10 parties d'Eau. Si on chauffe ces cristaux de Baryte à 10 equivalents d'Eau, ils perdent 9 equivalents d'Eau et on a alors la Baryte ~~mono~~ hydratée qui peut entrer en fusion, c'est une masse cristalline que l'on peut comparer à l'Hydrate de Potasse.

l'Hydrate de Baryte à 1 equivalent d'Eau est decomposable par la chaleur, sa Densité est 4, et il a une très grande affinité pour l'acide Carbonique. Si on laisse exposé à l'air de l'Eau de Baryte placée dans un verre, avant en bout de peu de temps cette Eau se troublera et il se forme un dépôt blanc de Carbonate de Baryte.

La Baryte a une affinité pour tous les acides et principalement pour l'acide sulfurique ces deux corps en contact forment immédiatement un sulfate de Baryte blanc et complètement insoluble dans l'Eau. aussi l'acide sulfurique et la Baryte sont réciproquement entre eux deux reactifs d'importance.

Si on fait tomber une goutte d'acide sulfurique sur de la Baryte caustique placée sur une lame de verre, il y a effervescence, contournée par certaine, et une partie de l'acide sulfurique

est volatilisée.

la Baryte analysée, a donné comme rapport.

89,55. de Baryum et 10,45 d'oxygène —

Préparation — on peut obtenir la Baryte par la calcination de certains de ses sels, ainsi en calcinant le Carbonate de Baryte qui est décomposable par la chaleur; il faut agir à une tempéra-ture élevée, et la décomposition est beaucoup plus rapide quand on a préalablement mélangé le carbonate de Baryte avec du charbon.

on prépare ordinairement la Baryte par la décomposition de son azotate — qui est aussi anhydre. on calcine ~~fortement~~ azotate dans une cornue de porcelaine, à la température du rouge naissant l'azotate de Baryte est décomposé, il reste du Bioxide de Baryum qui est décomposable par la chaleur en Baryte et en oxigène —

quand la Baryte a été bien calcinée dans un vase de porcelaine, elle est blanche si elle eut été calcinée dans un vase de terre elle serait noire

on prépare le Bioxide de Baryum en faisant arriver une certaine quantité d'oxigène

sur ~~du peroxyde~~ de Baryum. L'appareil le plus simple à employer, est de dégager de l'oxygène en décomposant le Chlorate de Potasse par la chaleur, et faisant arriver ce gaz parfaitement desséché sur du protoxyde de Baryum placé dans un matras et sur quelques charbons. L'oxygène fourni par le Chlorate de Potasse est plus pur.

Le Bioxyde de Baryum est un blanc grisâtre, il est peu rapide sa combinaison avec l'eau se fait lentement, il se délite sans effervescence. Il rend le siège des volatiles sous l'influence de la chaleur il se décompose en protoxyde de Baryum et en oxygène.

C'est un oxydant très fort, il est décomposé par les acides et dégage de l'oxygène —

Si on le dissout dans l'eau et qu'on ajoute de l'acide azotique il y a un dégagement d'oxygène et formation d'azotate de Baryte. $BaO^2 + HO + AzO^5 = AzO^5 BaO + HO + O$.

Si on mélange de l'acide chlorhydrique avec l'eau tenant ~~[illegible]~~ Bioxyde de Baryum en dissolution et que le mélange soit exposé à une température basse l'oxygène dégagé du Bioxyde de Baryum

-ne se dégage pas, mais il s'unit à l'eau pour former un Bioxide d'Hydrogène ou Eau oxygénée — $BaO^2 + ClH + HO = ClBa + HO^2$ —

Strontium

Le Strontium est un métal qui a une grande analogie avec le Baryum. Son équivalent est 547,20. Son mode de préparation est le même que pour le Baryum, c'est par la distillation de l'amalgame de Strontiane obtenu au moyen de la Pile.

Le Strontium est blanc, il se combine avec l'oxygène en deux proportions pour former un protoxide et un Bioxide de Strontium.

Le Protoxide de strontium se forme par la décomposition de l'azotate de strontiane à l'aide de la chaleur, ses propriétés physiques, l'action de l'eau sont les mêmes que pour la Baryte. La cristallisation et l'Hydrate de Strontiane sont exactement comme pour la Baryte.

metalloïdes — L'action des métalloïdes n'est point tout à fait la même. En contact avec l'oxigène le protoxide de strontium ne forme pas directement le Bioxide comme le protoxide de Baryum. Il faut faire réagir sur le Protoxide de Baryum un

corps que ils se fusionnent sans oxigène. et
pour cela en prenant l'eau oxigénée il se forme
un précipité blanc de Bioxide de strontium.
la même réaction a lieu sur l'eau de baryte
par l'eau oxigénée
En combinant le Protoxide de strontium
avec l'acide Chlorhydrique on obtient un
Chlorure de strontium comme l'eau on a
aussi obtenu de la même manière du Chlorure
de Baryum. mais quand on fait cristalliser
ces deux chlorures on trouve une différence
très grande dans leur cristallisation, car
les cristaux de Chlorure de Baryum
sont très courts, les cristaux de Chlorure
de strontium sont au contraire de
longues aiguilles.
Les deux Chlorures, de Baryum et de
strontium sont solubles dans l'alcool
quand on fait bruler les dissolutions
alcooliques de ces chlorures, on obtient
une différence de coloration assez notable
pour les bien caractériser, car la
flamme de l'alcool est coloré en bleu
par le chlorure de Baryum, et
elle est au contraire coloré ~~en~~ d'un
beau rouge par la solution de Chlorure
de strontium

Chaux

La chaux fut décomposée en 1808 par Davy en distillant ce corps amalgamé avec le mercure: mais il est très difficile et jusqu'à présent on n'a pas pu obtenir le calcium entièrement débarrassé de mercure.

La chaux (CaO) anhydre, est blanche, d'une saveur caustique, alcaline, elle verdit le sirop de violettes. Elle entre facilement en combinaison avec l'eau, cette combinaison se fait avec dégagement de chaleur et la chaux porte alors le nom de Chaux éteinte

Le gaz qui se dégage, qui est produit au moment de la fabrication de la chaux éteinte est de l'air atmosphérique.

Mr. Pelletier a déterminé la quantité de chaleur produite au moment de l'Hydratation de la chaux; cette chaleur est assez forte pour élever la température à +300°.

Dans cette combinaison de la chaux avec l'eau, il se forme un hydrate de chaux qui dilate le corps et le brise, et la chaleur produite est assez grande pour déterminer l'inflammation de la Poudre.

La chaux est soluble dans l'eau mais en très faible proportion, car à la tempé

rature de + 15° 100 parties d'eau ne dissolvent que 1/778 de chaux cette quantité de chaux n'augmente pas avec la température car à + 100° 100 parties d'eau ne dissolvent que 1/1270. de chaux

Si on introduit dans un ballon une solution de chaux faite à froid, et que l'on chauffe a + 100°. la chaux se dépose Mr Gay Lussac a fait exposer de l'eau de chaux sous le récipient de la machine pneumatique, et remarqua la formation de cristaux ayant la forme de prismes octaédriques, ces cristaux étaient de l'Hydrate de chaux.

La chaux a une très grande affinité pour l'acide carbonique quand elle est légèrement exposée l'eau de chaux exposée à l'air. se recouvre d'une croute blanchâtre qui est du Carbonate de chaux.

Un morceau de chaux délité et exposé à l'air prend de la consistance se solidifie c'est pour cela qu'on l'emploie dans la confection des mortiers aussi un mortier se solidifie d'autant plus vite qu'il est formé de substances poreuses car ~~le carbonate~~ l'air chaux pénètre plus facilement, et le carbonate de chaux

qui se forme solidifie le mélange

Le Bioxide de Calcium ne peut se former directement; mais Mr Thenard a remarqué qu'il pouvait être obtenu par l'action de l'Eau oxigénée sur le protoxide de Calcium.

Quand on fait arriver du Chlore sur de la chaux bien desséchée le Chlore étant aussi desséché et la chaleur est portée jusqu'au rouge, il se forme du Chlorure de Calcium et l'oxigène se dégage.

Si le Chlore arrive sur de la chaux hydratée il n'y a pas de dégagement d'oxigène mais il se forme de l'acide hypochloreux qui s'unit à la chaux et forme l'Hypochlorite de chaux.

L'action du Brôme et l'Iode du Soufre est semblable ainsi que celle du Phosphore il y a dégagement d'Oxigène si on opère à une température élevée, l'oxigène au contraire se combine avec le metalloïde si la température est basse et la chaux à l'état d'hydrate.

Composition. - La chaux a été analysée et on l'a trouvée formée de 1 equivalent de Calcium qui pèse 250 et 1 equivalent d'oxigène qui pèse 100.

État naturel. On ne rencontre jamais la chaux à l'état isolé, elle est toujours à l'état de combinaison, tantôt comme Carbonate de chaux dans le marbre, la craie,

le gypse ou chaux, tantôt à l'état de plâtre, sulfate de chaux, tantôt aussi à l'état de silicate de chaux

Préparation. On prépare la chaux en décomposant par la chaleur, le carbonate de chaux, en le chauffant fortement dans une cornue de grès — on l'obtient aussi par la décomposition du l'azotate de chaux.

Quand la chaux est combinée avec l'eau elle augmente de volume et prend alors le nom de chaux grasse

La chaux maigre ne se délite pas avec l'eau mais elle se solidifie à la longue en contact avec l'eau; elle provient de la calcination des calcaires argileux c'est ce qu'on appelle chaux hydraulique

Le carbonate de chaux anhydre est bien calciné dans un creuset, exige une température très élevée pour être décomposé — mais si on fait passer sur du carbonate de chaux chauffé au rouge, un courant de vapeur d'eau, ou bien d'hydrogène ou azote, la décomposition alors est rapide

Quelques chimistes croient que la vapeur d'eau agit mécaniquement dans cette opération; d'autres croient qu'il y a formation d'un hydrate de chaux qui plus tard est lui même décomposé par la chaleur.

Fabrication de la Chaux.

une Chaux sera toujours de bonne qualité quand elle proviendra de la calcination d'un calcaire assez dense.

On connait trois procédés différents pour la Fabrication de la Chaux.

1° La Calcination sans four

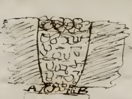
2° le Procédé intermittent

3° le Procédé de calcination continue.

Premier Procédé. Dans le Premier procédé, on construit un four avec le Carbonate de chaux lui même, en laissant des ouvertures supérieurement & latéralement, on jette le bois par les ouvertures et on allume, on fait ainsi une certaine quantité de petites meules et le procédé de calcination en tas est assez expéditif.

Le Second procédé ou procédé intermittent consiste à disposer le calcaire dans un four de manière à pouvoir arrêter le feu et suspendre la calcination à volonté. le calcaire est disposé en C en forme de voûte de manière à laisser un espace B! où brûle le combustible qui sert à la calcination on met le bois par l'ouverture B. est l'air arrivant en A alimente la combustion.

Dans le troisième Procédé au procédé de calcination continue, le Carbonate de chaux est mélangé au charbon de terre et disposé par couches alternes superposées. On charge le four par la partie supérieure et on retire la chaux calcinée par les ouvertures A et B.



Usages.

La grande affinité de la chaux pour l'acide carbonique est mise à profit dans la fabrication des mortiers.

Elle est aussi employée dans le tannage des peaux pour les préparer à cette opération car les pores de la peau sont facilement dilatés par un séjour dans l'eau de chaux et par cela même sont plus aptes à subir l'opération du tannage.

On emploie aussi la chaux dans l'agriculture comme amendement des terrains, alors on n'emploie la chaux que délitée. En Angleterre on emploie 200 hectolitres de chaux par hectare environ. Cette chaux ainsi introduite dans la terre, passe à l'état de Carbonate et plus tard passe dans la végétation — aussi presque toutes les plantes contiennent elles du Carbonate de chaux.

L'eau de chaux est aussi employée en médecine

1 mai. 28me leçon — Bases terreuses

Les Bases terreuses sont formées par la combinaison de certains métaux avec oxygène. Les principales bases terreuses sont formées par le Magnesium, l'Aluminium, le Glucinium, l'Yttrium, le Zirconium, le Thorinium —

Les bases les plus intéressantes sont celles qui sont formées par la combinaison de magnésium, de l'aluminium, la combinaison de Glucinium a aussi un peu d'intérêt mais les bases formées par les autres métaux sont toutes semblables.

Magnesium et Oxigène.

L'oxide de magnesium ne se décompose pas sous l'influence du potassium, il faut alors faire passer sur cet oxide un courant de chlore et faire réagir le potassium sur le chlorure de magnesium, qui alors est décomposé en chlorure de potassium et en magnésium. C'est ainsi que Monsieur

Préparation

Wöhler a pu isoler ~~le magnesium ainsi~~ ~~que~~ le glucinium, l'Aluminium etc. Mr Bussy a isolé le Magnesium en lui appliquant le procédé de Mr Wöhler.

Le magnesium est un métal d'un blanc d'argent il n'a point d'action à part seulement à une température élevée et toute

Préparation

et forme un ~~pro~~ oxide de magnesium. on peut obtenir facilement ~~la~~ Magnésie ou oxide de magnesium par la calcination a[illegible] de magnesium, mais on l'obtient plus souvent par la calcination du Carbonate de magnesie que l'on prépare par la double decomposition du sulfate ~~de~~ magnesie et de Carbonate de soude. On peut encore ~~[illegible]~~ préparer la magnesie en decomposant par un alcali un sel de magnesie soit le sulfate de magnesie traité par la baryte, on obtient un sulfate de baryte et la Magnésie se dépose. $SO^3MgO + BaO = SO^3BaO + MgO$.

La Magnesie est très légèrement soluble dans l'eau. quand on met la Magnésie calcinée en contact avec un peu d'eau il se fait une véritable combinaison. l'hydratation se fait lentement, il n'y a pas production de chaleur. produite par la decomposition d'un sel la Magnésie est sous forme d'hydrate. ~~et~~ et elle a une faible réaction alcaline cependant elle verdit le sirop de Violettes; cet hydrate se trouve dans la nature en proportions parfaitement définis et sous la forme d'aiguilles blanches qui exposées à l'air se carbonatent lentement. cet hydrate de magnésie est donc susceptible de se combiner avec l'acide carbonique pour former le Carbonate —

Les sels de Magnesie ont tous une saveur amère, aussi la magnesie a-t-elle été appelée pendant longtemps terre amère. Le Carbonate de magnesie est très répandu dans la nature cependant on le rencontre moins que le Carbonate de Chaux. On le rencontre aussi à l'état de Phosphate.

La Composition des sels de magnesie est toujours la même une proportion d'acide et une proportion de base qui pèse 158,35.

usages. La Magnesie est très souvent employée en medecine, on l'emploie pour saturer les acides qui se forment dans l'estomac. elle est aussi utilement employée pour combattre les empoisonnements par les acides.

En chimie organique on emploie la magnésie pour precipiter les bases insolubles dans l'eau.

En raison de ses affinités on peut la placer à coté de l'ammoniaque.

On ne connaît pas de Bioxide de Magnesium

Aluminium

L'aluminium fut obtenu pour la première fois par M. Veuler qui le prépara en grande quantité en faisant réagir du Potassium sur du Chlorure d'aluminium

Pour obtenir l'aluminium on agit ordinairement dans un creuset de platine ou de porcelaine, dans lequel on met un mélange de potassium et chlorure d'aluminium. Il ne se produit rien à froid; mais quand on chauffe avec une lampe à alcool, le creuset rougit, il arrive souvent que le creuset en porcelaine se casse. En traitant par l'eau, on a une masse noire qui est mélangée de globules métalliques d'aluminium.

Un procédé récemment découvert pour la séparation de ce métal consiste à opérer avec deux creusets ~~dans~~ un creuset on place le potassium et on place ce creuset dans l'autre creuset ~~qui~~ dans lequel on a placé le chlorure ~~de~~ d'aluminium en chauffant on réduit les deux corps en vapeurs et la réaction se fait entre les vapeurs seules, on peut ainsi obtenir le corps parfaitement pur.

Si on place l'aluminium dans une petite nacelle de ~~p~~ platine et qu'on le plonge dans un flacon rempli ~~de~~ d'oxigène, il y a combustion très vive du métal et combustion de l'alumine qui se produit, et qui devient un corps assez dur pour rayer le verre ~~et du former~~ une espèce de Corindon.

L'aluminium ne forme avec l'oxigène

qu'une seule combinaison, c'est l'alumine qu'on peut obtenir, soit en chauffant l'aluminium dans l'oxygène et alors agissant directement, soit en traitant le sulfate d'alumine par une base soluble, et precipitant l'oxide par la decomposition du sel. on emploie très bien l'ammoniaque. on obtient alors un sulfate d'ammoniaque et l'alumine est précipitée $3(SO^3)Al^2O^3 + 3AzH^3 = 3(SO^3AzH^3) + Al^2O^3$ — on obtient ainsi l'alumine precipitée en gelée. Mr Gay Lussac obtient aussi l'alumine à l'état de pureté en calcinant le sulfate d'alumine pour cela il prend le sulfate d'alumine ammoniacal ou alun ammoniacal $3(SO^3)Al^2O^3; SO^3AzH^3; HO$. quand on chauffe ce sel on volatilise d'abord le sulfate d'ammoniaque puis le sulfate d'alumine se décompose

L'alumine peut se trouver dans la nature même cristallisée, c'est elle qui forme le Corindon substance très dure qui raye le verre, sa cristallisation est un prisme octaédrique et souvent des rhomboèdres quand elle est colorée en rouge elle forme le Rubis, quand elle est colorée en jaune elle forme la Topaze orientale si elle est colorée en bleu elle forme la pierre appelée Saphir — —

Il est très rare de rencontrer l'Alumine pure et à l'état cristallisé, on la rencontre très abondamment à l'état de combinaison, avec la silice, la chaux, l'oxide de fer — elle a une très grande affinité pour les matières colorantes; sa combinaison avec les matières colorantes prend le nom de Laque.

L'Alumine peut exister à l'état anhydre, alors elle est blanche, insipide, complètement insoluble dans l'eau, elle happe à la langue ~~elle~~ donne une saveur astrine mouillée quand on la met en contact avec l'eau elle ne se combine plus avec ce liquide — Elle a une très grande affinité pour l'eau et pour la lui enlever complètement quand elle elle a été obtenue par précipitation il faut la chauffer au rouge; aussi ~~bis~~ dans les terres arables qui contiennent l'alumine, l'eau est-elle fortement retenue

L'alumine humidifiée augmente de 1/5 fois son poids.

Elle est très réfractaire et ne fond pas même aux plus grands feux. aussi faut-il produire l'alumine par la combustion de l'aluminium dans l'Oxigène

quand on chauffe fortement l'alumine anhydre avec l'oxyde de Cobalt, on obtient un corps ayant une belle teinte bleue et ayant reçu le nom de Bleu Thénard

ce produit sert a caracteriser le Cobalt et l'alumine

L'alumine est indecomposable par la chaleur et les metalloïdes.

Soumise à l'action directe du chlore il ne se forme pas de chlorure il faut avoir recours à une double affinité.

L'alumine hydratée se forme par la decomposition d'un sel d'alumine par l'ammoniaque qui dissout un peu d'alumine. Si on employait la Potasse il se formerait un peu d'aluminate de Potasse.

L'alumine calcinée ne se dissout pas dans les alcalis même à une temperature élevée. Quand elle est anhydre et qu'on la precipite un acide la dissout immediatement.

A l'état d'hydrate, l'Alumine prend le nom de Gypsite, un autre hydrate prend le nom de Diaspore; quand on le chauffe elle perd completement son humidité.

Elle ne forme aucune combinaison avec l'acide sulfureux.

Sa composition est deux parties d'aluminium pour 3 d'oxygène ou 1 1/2 d'oxygene pour 1 d'aluminium Al^2O^3. Les deux equivalents d'aluminium pesent 171,17.

On n'a pu determiner cette composition par l'experience à cause de l'impossibilité de reduction que presente cet oxide, des considerations d'isomorphisme ont amené a ces resultats, ce qui a été constaté par l'experience

que cet oxide pour remplacer dans leurs combinaisons tous les oxides ayant la même formule. (M^2O^3)

Glucinium

Le Glucinium a été isolé pour la première fois par M. Wohler qui employa le même procédé que pour l'aluminium et le Magnesium.

La Glucine oxide de glucinium a la même formule de composition que l'alumine (Gl^2O^3) les deux équivalents de glucinium pèsent 331,26.

La Glucine est assez abondante, elle entre dans la composition de l'Emeraude verte de Limoges dans laquelle elle fut découverte par Vauquelin.

Cet oxide se combine avec les acides pour former des sels (sulfates Chlorures) qui ont une saveur sucrée.

Quand on traite un sel d'alumine par ~~un oxide, ou alcali~~ le Carbonate d'ammoniaque on obtient un précipité d'alumine. Si on traite de même un sel d'~~alglucine~~ soit le chlorure de Glucinium on obtient un précipité blanc presque transparent, et qui disparait très complétement dans un excès de Carbonate d'ammoniaque.

Il faut que le sel de glucine soit très pur, car en chauffant on décompose le sel double qui s'est formé, et le Carbonate de glucine qui s'est formé, est décomposé par la chaleur et donne la glucine oxide de Glucinium.

c'est ainsi qu'il fut découverte la glucine

Bioxide d'Hydrogène
(Eau oxigénée)

on a longtemps cru que l'Hydrogène ne pouvait se combiner avec l'oxygène qu'en une seule proportion mais en 1818 mr Thenard découvrit une nouvelle combinaison dans laquelle l'oxygène entrait en 2 proportions avec l'hydrogène, et cette combinaison est en quelque sorte le type de certaines combinaisons qui se font tous les jours.

mr Thenard sépara alors en faisant réagir l'acide chlorhydrique sur le Bioxide de Baryum, il obtint un chlorure de Baryum et l'eau oxigénée ou bioxide d'hydrogène $BaO^2 + ClH = ClBa + HO^2$

prenant du protoxide de Baryum et le décomposant par l'acide chlorhydrique il obtint un chlorure de Baryum et de l'eau la Baryte étant même en dissolution dans l'eau évaporant cette solution de chlorure de Baryum, il obtenait le chlorure anhydre comme par la réaction du chlore sur le Baryum

alors il prit du Bioxide de Baryum sur lequel il fit réagir l'acide chlorhydrique et il obtint le chlorure de Baryum et l'eau oxigénée.

l'action des autres acides autres que l'acide chlorhydrique est la même que cet acide sur le Bioxide de Baryum. mr Pelouze a préparé l'eau oxigénée en faisant réagir l'acide Fluorhydrique sur le Bioxide de Baryum

Le Procédé de préparation le plus simple pour le Bioxide d'Hydrogène est dû à Mr Pelouze; il emploie l'acide Fluorhydrique qu'il fait réagir sur le Bioxide de Baryum et il place le mélange dans un vase qui est entouré de glace. $BaO^2,HO + FlH = FlBa + HO^2,HO$
cette Eau oxygénée n'est pas chimiquement pure car il y a toujours un peu de Fluorure de Baryum qui reste dissous.
Mr Thenard emploie de l'acide Chlorhydrique dans la préparation du Bioxide d'Hydrogène en faisant réagir cet acide sur le Bioxide de Baryum il obtient le chlorure de Baryum et l'Eau oxygénée qui tous deux sont solubles, cette Eau oxygénée est très étendue, et pour augmenter la proportion de Bioxide d'Hydrogène, Mr Thenard régénère l'acide chlorhydrique dans la liqueur en mettant le chlorure de Baryum en contact avec l'acide sulfurique il forme alors un sulfate de Baryte et l'acide chlorhydrique. ~~$ClBa + SO^3,HO = SO^3BaO + ClH$~~
$ClBa + SO^3,HO + HO = SO^3BaO + ClH,HO^2$
pour enlever l'excès d'acide Chlorhydrique, on ne peut prendre un oxide métallique qui décompose immédiatement l'Eau oxygénée, Mr Thenard emploie le sulfate d'argent qui décomposé sous l'influence de l'acide chlorhydrique donne un chlorure d'argent et de l'acide sulfurique qui après avoir régénéré le Bioxide d'Hydrogène se combine avec la Baryte et forme un sulfate de Baryte qui se précipite. Il faut toujours avoir soin de laisser la liqueur légèrement acide alors le Bioxide d'Hydrogène n'est acquiert

que plus de stabilité
on a pu concentrer l'eau oxygénée en la mettant sous le recipient de la machine pneumatique et faisant le vide
le Bioxide d'Hydrogène est plus lourd que l'eau il pèse 1,452. ne se congèle pas et perd facilement son excès d'oxigène. si on met 0gr50 dans un flacon d'un demi litre on obtient en chauffant une très grande quantité d'oxigène
. si on traite le Bioxide d'Hydrogène, par des corps divers qui n'exercent aucune action chimique sur le Bioxide d'Hydrogène, soit le Platine en poudre, le Bioxide d'Hydrogène perd son oxigène et se change en eau
le Bioxide d'Hydrogène oxide les métaux ou metalloïdes qui ayant de l'affinité pour l'oxigène sont mis en contact avec lui. les corps au contraire qui ont peu d'affinité pour l'oxigène décomposent mécaniquement ce Bioxide.
les oxides métalliques qui peuvent encore absorber de l'oxigène se peroxident au contact du Bioxide d'Hydrogène, c'est ainsi qu'on peut obtenir un Bioxide de Baryum, de chaux, de strontiane.
s'ils ne peuvent se peroxider, ils agissent par simple contact et décomposent le Bioxide d'Hydrogène. si l'oxide qui est mis en contact a peu d'affinité pour l'oxigène, il peut lui même être décomposé, ainsi l'oxide d'argent en contact avec l'eau oxigénée se décompose en argent et en oxigène
L'Eau oxigénée désorganise les matières organiques qui quelquefois se décompose quand

236

elle est mise en contact avec elles et son oxigène agit alors à l'état naissant. ainsi les matières colorantes peuvent être détruites par l'eau oxigénée.

La Fibrine bien pure, mise en contact avec le Bioxide d'Hydrogène devient immédiatement mousseuse, décompose l'eau oxigénée par sa seule présence et ce seul caractère suffit pour distinguer la Fibrine des autres corps.

On a cherché à appliquer l'eau oxigénée mais dans quel cas. on l'a employée Il se forme souvent à la surface des anciens tableaux un dépôt noir que les salit ce dépôt n'est autre que du sulfure de Plomb SPb. traité par l'eau oxigénée ce sulfure de Plomb noir est immédiatement transformé en sulfate de Plomb blanc. Mr Thenard a pensé l'appliquer ainsi avec succès, mais on l'a essayé sans obtenir de grands résultats.

Bi Sulfure d'Hydrogène

On connait un autre corps qui présente dans les combinaisons avec un autre corps, les mêmes réactions que le Bioxide d'Hydrogène c'est le Bisulfure d'Hydrogène HS^2. le soufre dans ce composé joue le même rôle que l'oxigène.

On le prépare en versant du Bisulfure de Calcium dans de l'acide, chlorhydrique pour cela on a un grand entonnoir environ ~~conten~~ bouché par en bas et contenant de l'acide chlorhydrique ~~[illegible]~~ qu'on

la solution concentrée de Bisulfure de Calcium. bientôt on voit se rassembler au fond de l'entonnoir, un liquide légèrement jaunâtre, quel on recueille par décantation par le bas de l'entonnoir. * Ce corps qui est le Bisulfure d'Hydrogène quel on conserve dans un tube fermé à la lampe ce corps est très peu stable il a une odeur piquante. Il se décompose très aisément et par lui-même, en soufre et en Hydrogène sulfuré

* $CaS^2 + ClH = ClCa + HS^2$

17 mai. 2me leçon.

Hydrogènes Phosphorés

Henri Rose et Bucard en Angleterre se sont occupés de l'étude des Hydrogènes Phosphorés, mais il régnait encore sur la nature de ces corps, une très grande incertitude. Dans ces derniers temps mr Paul Thénard a démontré que le Phosphore pouvait se combiner avec l'Hydrogène en trois proportions et former trois composés ainsi formés : 1° un Hydrogène Phosphoré solide Ph^2H. qui avait été vu par plusieurs chimistes mais sa véritable constitution a été donnée par mr Paul Thénard. 2° un Hydrogène Phosphoré liquide découvert par mr Paul Thénard.
3° un Hydrogène Phosphoré gazeux

Le Phosphure d'Hydrogène liquide découvert par mr Paul Thénard explique le mode de production des Hydrogènes phosphorés Il a été obtenu au moyen d'une combinaison de Phosphure de Calcium $PhCa^2$ mis dans l'eau et en présence de deux équivalents de

238

. a liquide: $PhCa^2 + H^2O^2 = PhH^2 + 2CaO$. Tel est le résumé de l'expérience de mr P. Thénard

Il prépare ce Phosphure de Calcium au moyen d'un appareil ainsi construit. C'est un creuset percé au fond et muni d'un ballon de verre le tout placé dans un fourneau muni de deux grilles.

Dans le creuset C qui est entouré il calcine de la chaux qu'il se procure par la calcination de bâtons de craie qui est le carbonate de chaux pur. On chauffe d'abord jusqu'en A on est la première grille, puis quand le creuset est rouge, on chauffe le ballon P dans lequel on a préalablement mis le phosphore le corps étant chauffé, se volatilise et agit alors sur la chaux. Ce composé n'est pas pur. Selon mr Paul Thénard il est formé de deux équivalents de phosphate de chaux PhO_5CaO et de cinq équivalents de phosphure de calcium $PhCa^2$ cette matière est rougeâtre à cause du phosphure de calcium qu'elle contient.

Pour décomposer ce phosphure de calcium et obtenir un Hydrogène phosphoré mr Paul Thénard emploie l'appareil suivant.

On a un flacon à trois tubulures qui contient de l'eau aux 2/3 à une de ces tubulures est le tube C destiné au passage de l'air quand on vide l'appareil et au dégagement du gaz le phosphure gazeux se forme en jetant par B de petites boulettes de phosphure de calcium qui se décomposent dans l'eau dégageant du gaz Hydrogène phosphoré qui

déplace l'air, lequel ne pouvant pas passer par le tube A qui est fermé, sort par C. Quand on a ainsi chassé tout l'air, on fait passer le gaz Hydrogène phosphoré dans le tube A qui est courbé et plongé dans un mélange réfrigérant.

Le Phosphure d'Hydrogène liquide (PhH^2) est incolore, il ne peut être congelé, il se volatilise facilement, et se décompose à +25° à +30°: aussi est il très difficile à purifier; son pouvoir réfringeant est très considérable, il est insoluble dans l'eau mais il est un peu soluble dans certains corps comme l'Essence de Térébenthine qui le décompose presqu'immédiatement.

Ce corps s'enflamme spontanément à l'air l'influence des rayons solaires le décompose et il est aussi facilement décomposé sous l'influence des corps divisés. et sa décomposition est ainsi représentée. — Si on prend cinq parties de Phosphure liquide $5(PhH^2)$ on obtient par sa décomposition 1 partie de Phosphure d'Hydrogène solide Ph^2H. et 3 parties de Phosphure d'Hydrogène gazeux $3(PhH^3)$

Le Phosphure liquide est immédiatement détruit sous l'influence de certains gaz tels que le gaz Chlorhydrique. on obtient un

~~précipité~~ dépôt jaune de Phosphure d'Hydrogène solide qui tapisse les parois du vase et on obtient de l'hydrogène phosphoré gazeux qui alors n'est plus inflammable.

Le <u>Phosphure d'Hydrogène solide</u> ($Ph^2 H$) est un corps qui peut être obtenu facilement soit par la décomposition du Phosphure liquide sous l'influence de la radiation solaire, soit par l'action de l'acide chlorhydrique sur ce même phosphure liquide. On l'obtient en faisant passer du Phosphure d'Hydrogène liquide, dans l'acide chlorhydrique du commerce.

C'est un corps jaune, solide ayant une certaine stabilité quand on le chauffe à la température de + 200° il se décompose en eau et en acide Phosphorique, le choc même suffit pour opérer cette transformation.

Il est en général insoluble dans les liquides, le Phosphure d'Hydrogène liquide le dissout. quand on chauffe ce Phosphure d'Hydrogène solide avec des alcalis, ce corps se décompose forme des Hypophosphites et l'Hydrogène se dégage.

Les corps qui cèdent facilement leur oxygène détonent violemment quand on les mêle à ce corps; ainsi le Chlorate de Potasse et le chlorate de chaux

Ph H³.

Le Phosphure d'Hydrogène gazeux se prépare par la décomposition du Phosphure d'Hydrogène liquide au contact des corps qui agissent par leur présence — prenant du Phosphure de Calcium et le mettant dans l'Eau, on obtient le Phosphure liquide qui peut se transformer en Phosphure solide et en Phosphure gazeux.

On jette le Phosphure de Calcium dans l'acide chlorhydrique, il se forme un Phosphure liquide qui se décompose, le composé solide ne peut plus être décomposé par la chaleur qui est rendue libre et donne naissance avec l'Hydrogène libre car le liquide acide neutralise l'action de la chaleur.

On enlève d'abord l'air de l'appareil en faisant passer un courant d'acide Carbonique, alors par la décomposition du Phosphure de Calcium on obtient le Phosphure d'Hydrogène gazeux qui est un corps ayant une odeur arsenicale très désagréable et qui n'est pas spontanément inflammable quand il est bien pur. mais quand il est mis en contact avec un corps enflammé il s'enflamme ; des traces de Phosphure liquide le rendent spontanément inflammable quand il brûle il laisse un dépôt rouge d'oxide de Phosphore ; en élevant sa température on rend inflammable le Phosphure d'Hydrogène gazeux

ainsi on peut le rendre inflammable en y faisant passer du Bioxide d'azote parceque ce gaz en passant dans l'air élève la temperature.

Le Chlore decompose immediatement le Phosphure d'Hydrogene liquide, il se forme de l'acide chlorhydrique et on a un depot de Phosphore ~~hydrogené~~

~~solide~~. $PhH^2 + Cl^2 = Cl^2H^2 + Ph$ ..

le Phosphure d'Hydrogene gazeux reagit sur certaines dissolutions metalliques. se combine avec le Cuivre, le Plomb, l'argent de maniere à former des combinaisons cristallisables.

quand on fait passer ce Phosphure gazeux dans une solution de sulfate de Cuivre le gaz est completement absorbé s'il est pur, et on a une liqueur colorée en brun.

l'oxigène decompose ce corps sous une faible pression.

la Composition de ce gaz a été aussi determinée.

Prenant une partie de ce Phosphure gazeux et le faisant passer sur du Cuivre, ce gaz est completement decomposé un volume de gaz donne apres l'experience 1 volume 1/2 d'Hydrogène.

la Densité de ce Phosphure liquide est ~~1,~~

1,1850. retranchant de cette densité, le nombre

0,1032. qui est la densité de 1 vol. 1/2 d'Hydrogène on a

1,0818 pour le nombre de la Densité de Phosphore prise un quart. ainsi donc le Phosphure

d'Hydrogène gazeux est formé de 1 volume 1/2 de d'Hydrogène et de 1/4 de volume de vapeur de Phosphore
et multipliant les données par les volumes on a PhH^3 comme le nombre en volumes de ce gaz.

Hydrogènes arséniés

L'arsenic a dans ses combinaisons une très grande analogie avec le phosphore et l'azote car on trouve l'acide arsénieux (AsO^3) et l'acide arsénique (AsO^5) comme les acides phosphoreux (PhO^3) et phosphorique (PhO^5), les acides azoteux (AzO^3) et les acides azotiques (AzO^5)
La combinaison solide entre l'arsenic et l'hydrogène (AsH) a été isolée pour la première fois par MM Gay Lussac et Thenard. cet arséniure solide (As^2H) correspond au phosphure d'hydrogène solide (Ph^2H) on obtient aussi un arséniure d'hydrogène gazeux (AsH^3) qui correspond au phosphure gazeux (PhH^3)

L'arsenic et l'hydrogène se combinent toutes les fois que l'hydrogène à l'état naissant se trouve en contact de l'arsenic. On peut agiter dans de l'acide chlorhydrique un alliage d'arsenic et d'étain (As, Sn) l'étain décompose l'eau l'oxygène s'unit à l'étain et l'hydrogène qui se dégage se combine

avec l'arsenic qu'il renontre a l'etat naissant.
Il est mieux de faire un alliage de Zinc et d'arsenic, et d'attaquer cet alliage par l'acide sulfurique très fortement étendu d'eau.
La composition de l'Hydrogène arsénié est de 1 volume 1/2 d'Hydrogène pour 1/4 volume d'arsenic. On détermine cette décomposition en decomposant l'Hydrogène arsénié par la chaleur.
Ce corps est gazeux a la temperature ordinaire mais a une temperature de — 30° il est liquefiable et se trouve former un liquide blanc ayant une odeur desagréable.
Cet Hydrogène arsénié liquide a une densité qui est 2,695 il agit en très petites quantités sur l'economie animale et peut donner la mort.
Il est inflammable une partie de cet Hydrogène arsénié passe a l'état d'acide arsénieux il se forme de l'eau et on a un depot d'arsenic ayant l'eclat metallique.
Quand on le mélange a l'air humide, il est décomposé. Mr Gay Lussac a dit qu'une temperature plus élevée le décomposait, en effet tout l'arsenic se dépose quand on expose ce gaz a l'influence de la chaleur.
Tous les corps qui ont de l'affinité pour l'Hydrogène décomposent ~~tous~~ le Hydrogène arsénié avec l'azotate d'argent on obtient l'arsenic metallique et un acide arsenieux ou arsénique

Ces propriétés de facile décomposition de cet Hydrogène arsénié l'ont rendu d'une application très fréquente dans les recherches médicolégales en décomposant cet Hydrogène arsénié au moyen de l'appareil de Marsh.

20 mai. 30e leçon

Carbures d'Hydrogène

Il existe un très grand nombre de combinaisons de Carbone avec l'Hydrogène, car ces deux corps s'unissent en un très grand nombre de proportions. On en connait 100 à 160 — les combinaisons de Carbone et Hydrogène se rencontrent très fréquemment dans un état isomérique mais la plus grande partie de ces combinaisons sont étudiées dans la chimie organique

On étudie en chimie minérale deux combinaisons gazeuses de Carbone et Hydrogène

Hydrogène protoCarboné.

L'Hydrogène protocarboné est un gaz qui prend naissance dans la décomposition des matières organiques, dans la décomposition des houilles, qui tient le produit aussi de la décomposition des matières organiques dans l'intérieur de la terre. Les substances végétales qui se décomposent dans l'Eau dégagent ce gaz. aussi ce gaz a-t-il aussi appelé gaz des marais parce que longtemps on l'a recueilli en remuant la vase des marais

mais par aucun de ces modes de préparation on ne pouvait obtenir le gaz hydrogène proto carboné que dans un état de pureté très imparfaite. Dernièrement Mr Persoz a donné un procédé pour obtenir cet hydrogène proto carboné à l'état pur. pour cela il soumet l'acide acétique ($C^4H^4O^4$) à l'action de la potasse et il opère à l'aide de la chaleur. cet acide acétique peut se décomposer en acide carbonique C^2O^4 et en hydrogène proto carboné C^2H^4. alors en chauffant l'acétate de potasse et le carbonate de potasse est le gaz hydrogène proto carboné se dégage

$$C^4H^4O^4 + KO = C^2O^4KO^2 + C^2H^4 = 2(CO^2KO) + 2(CH^2)$$

Ce gaz est incolore, insoluble dans l'eau, combustible, il brûle avec une flamme blanche très éclairante et donne comme produit de sa combustion de l'eau et de l'acide carbonique.

Quelques corps décomposent l'hydrogène proto carboné;

le chlore quand il est bien sec ne décompose pas ce gaz mais quand il y a un peu d'humidité dans le mélange, le gaz hydrogène proto-carboné est décomposé et on obtient de l'acide chlorhydrique avec l'acide carbonique.

$$CH^2 + 2HO + 4Cl = Cl^4H^4 + CO^2$$

la densité de ce gaz est 0,5595 —

quand on mélange l'hydrogène proto carboné avec l'oxygène, on obtient un mélange détonant le produit de la détonation est de l'eau et de l'acide carbonique. on avait autrefois

résultats au moyen de l'étincelle électrique

Pour analyser l'Hydrogène proto carboné on opère avec l'eudiomètre. On sait que pour brûler complètement 1 volume de gaz Hydrogène proto carboné il faut employer 2 volumes d'Oxygène les gaz qui résultent de la combustion donnent exactement 1 volume d'acide Carbonique. L'acide Carbonique est composé de ~~deux volumes~~ égaux de vapeur de carbone et d'oxigène — L'autre volume d'Oxigène qui a été employé est absorbé par l'Hydrogène et on voit que 1 volume d'oxigène absorbé correspond à 2 volumes d'Hydrogène, donc le gaz Hydrogène proto carboné contient 2 volumes d'Oxigène.

Les équivalents donnent pour résultat: 1 volume de vapeur de Carbone et 2 volumes d'Hydrogène — ce qui fait 1/2 proportion de Carbone pour 1 Hydrogène —

Ainsi donc l'Hydrogène proto carboné doit avoir pour formule CH^2 ce qui dénote 1/2 ~~propor~~ équivalent de Carbone pour 1 de gaz Hydrogène —

Hydrogène Bicarboné —

L'Hydrogène Bicarboné est aussi appelé gaz oléfiant, parceque sous l'influence du chlore il forme une huile.

Ce gaz est un produit de la décomposition des matières organiques — il se produit par la décomposition de l'alcool qui peut être représenté comme de l'eau plus de l'Hydrogène bicarboné.

$C^4H^6O^2 = C^4H^4 + H^2O^2$

on peut ~~produire~~ l'Hydrogène bi-carboné toutes les fois qu'on prive l'alcool de l'équivalent d'Eau qu'il contient : ainsi faisant agir sur l'alcool un corps qui ait une grande affinité pour l'Eau en s'emparant de cet équivalent d'Eau on produit l'Hydrogène Carboné. on Emploie ordinairement l'acide Sulfurique monohydraté et on chauffe dans une cornue. $C^4H^6O^2 + SO^3HO = SO^3H^3O^3 + C^4H^4$.

L'Hydrogène bicarboné est un corps gazeux incolore, répandant une ~~odeur~~ empyreumatique très peu soluble dans l'Eau ; quand il est soumis à une pression considérable on peut le liquéfier, il est alors sous l'aspect d'un liquide incolore

L'acide sulfurique le dissous assez facilement, et on profite même de cette réaction pour obtenir l'Hydrogène protocarboné ~~depuis~~ par la décomposition de l'Hydrogène bicarboné.

L'Hydrogène bicarboné donne en brûlant une flamme beaucoup plus éclatante que celle de l'Hydrogène protocarboné. aussi est-ce ce gaz qui donne aux flammes leurs propriétés éclairantes.

La densité de ce gaz est 0,814 —

quand on fait arriver un courant de ce gaz sur de la mousse de Platine, il est décomposé en Eau et acide Carbonique.

Le Soufre chauffé dans l'Hydrogène bicarboné donne lieu à de l'Hydrogène sulfuré et à un dépôt de charbon.

La chaleur peut decomposer l'Hydrogène bicarboné en charbon metallique, et en Hydrogène quand la temperature est assez elevée il y a une decomposition complete et l'Hydrogène bicarboné double de volume

un courant d'étincelles electriques decompose aussi ce gaz en ses élémens

Dans la Reaction du Chlore sur l'Hydrogène bicarboné, deux cas se presentent: quand on chauffe deux volumes de Chlore et un volume d'Hydrogène bicarboné, il se forme de l'acid. chlorhydrique et le charbon se separe.

Quand on opère à la temperature ordinaire on a une combinaison a volumes égaux de chlore et d'Hydrogène bicarboné — cette combinaison a une consistance oleagineuse et a reçu le nom de Liqueur ou huile des Hollandais parceque le put des chimistes hollandais qui la decouvrirent a corps. à cause de cette propriété de pouvoir se transformer en huile l'Hydrogène bicarboné a reçu le nom de gaz oléfiant.

on peut au moyen de cette reaction separer l'Hydrogène protocarboné qui pourrait être confondu dans l'Hydrogène bicarboné — en operant à la lumière diffuse la combinaison se fait lentement et on peut par ce moyen determiner le volume de ce gaz.

Quand on soumet le melange de chlore a l'action directe des Rayons solaires, ou bien quand on y plonge une bougie allumée car alors il y a explosion violente du melange et il y a formation

d'acide Chlorhydrique et depot de charbon
un mélange d'oxigène et d'Hydrogène bicarboné
donne lieu a un mélange detonant beaucoup
plus fort qu'avec l'Hydrogène protocarboné

Pour analyser ce gaz il faut prendre 3 volumes
d'oxigène pour bruler un volume de gaz - et
on obtient de l'eau et de l'acide Carbonique
agissant dans l'eudiomètre sur la cuve à
mercure ~~...~~ 1 vol: C^4H^4 + 3 vol: O = HO + CO^2.
Deux volumes d'acide Carbonique contiennent
un volume de vapeur de Carbone donc le
gaz Hydrogène bicarboné contient 2 volumes
de vapeur de carbone)

2 volumes d'Hydrogène se combinent avec le
demi volume d'oxigène et forment l'eau.
les deux volumes d'Hydrogène correspondent à
un equivalent de ce gaz, et les deux volumes
de Carbone correspondent aussi a un equivalent.
multipliant chacun de ces
equivalents par 2 on a 2 equivalents de
Carbone et quatre equivalents d'Hydrogène
pour former l'Hydrogène bicarboné - C^4H^4.

Quand on met dans l'eudiomètre les
quantités très justes de bicarbure d'hydrogène
et d'oxigène. les 3 volumes d'oxigène et le
volume d'Hydrogène bicarboné constituent
un mélange detonant assez fort pour
occasionner la rupture de l'eudiomètre il
faut alors mettre un excès d'oxigène; on
en met cinq proportions. alors on peut
operer sans crainte d'occasionner la rupture
de l'eudiomètre

Théorie de la Fabrication du Gaz de l'éclairage
on produit l'Hydrogène bicarboné qui doit servir à l'éclairage, en décomposant les corps gras oléagineux dans des tuyaux de fonte chauffés au rouge. Les gaz qui se produisent ne contiennent pas de matière sulfureuse.

on distille la Houille et on a comme produits de cette distillation de l'Eau, du goudron et des Hydrogènes carbonés à différens degrés.

les gaz qui proviennent de la décomposition de la houille, passent dans l'Eau, et y barbottent ~~pendant~~ de manière à laisser dans cette Eau tous les ~~[illegible]~~ produits liquides.

Puis on fait passer les gaz à travers de la chaux de manière à débarrasser ces gaz de l'acide Carbonique et de l'Hydrogène sulfuré qu'ils contiennent.

puis ils se rendent sous le gazomètre pour être livrés à la circulation.

Soufre et Phosphore

Les combinaisons du Soufre avec Phosphore sont mal connues. quand on chauffe même légèrement dans un tube de verre un mélange de soufre et de Phosphore, la combinaison a lieu ~~[illegible]~~ ~~assez~~ vivement pour qu'il y ait rupture du tube avec explosion.

cette combinaison se fait plus facilement quand on agit avec l'eau comme intermédiaire.

Le Sulfure de Phosphore liquide a été examiné par Faraday ~~qui~~ qu'il a remarqué

que ce liquide ne se congelait pas à une température de − 5° à − 6°.
La composition de ce phosphure ainsi que celle du Phosphure de soufre solide qu'on connait aussi, sont mal connues parcequ'on n'a pas encore pu obtenir ces Phosphures à l'état pur.

Soufre et Arsenic

Très probablement ~~il existe un grand nombre de combin~~ le soufre et l'arsenic se combinent en diverses proportions, mais on n'en connait que trois qui aient été étudiés —

Le Réalgar AsS^2. existe dans la nature, on peut le produire artificiellement en combinant à l'aide de la chaleur 1 proportion d'arsenic avec 2 proportions de soufre, ou bien en chauffant l'acide arsenieux avec du soufre

L'Orpiment AsS^3. on obtient ce sulfure d'arsenic en traitant par l'acide sulphydrique une solution d'acide arsenieux on obtient: un précipité jaune de sulfure d'arsenic cristallin. $AsO^3 + H^3S^3 = H^3O^3 + AsS^3$.
on peut aussi obtenir ce sulfure en chauffant le protosulfure ou réalgar avec un excès de soufre.

Le Sulfure d'arsenic se prépare aussi par précipitation, en traitant la solution d'acide arsenique par l'acide sulphydrique $AsO^5 + H^5S^5 = O^5H^5 + AsS^5$ —

La liqueur jaunit d'abord, puis on voit se former un dépôt blanc jaunâtre, qui est le sulfure d'arsenic. Tous les trois sulfures sont colorés en jaune quelquefois en jaune rougeâtre, ils sont insolubles dans l'eau, mais ils sont fusibles et volatils.

Quand on les soumet à l'influence de l'oxygène ils se grillent et donnent naissance à de l'acide sulfureux et de l'acide arsénieux.

On peut les considérer comme étant des acides correspondants aux acides arsénieux et arsenique. Ils peuvent se combiner avec l'Ammoniaque et surtout avec les sulfures alcalins pour donner naissance à des sulfosels qui par l'évaporation abandonnent des cristaux salins.

Ces sulfures d'arsenic sont très souvent appliqués en teinture à cause de leur belle couleur et aussi à cause de leur insolubilité dans l'eau.

Tableau des Combinaisons de l'Hydrogène avec les métalloïdes

HO {l'eau / protoxide d'Hydrogène	AzH^3 ammoniaque.
HO^2 {l'eau oxigénée / bioxide d'Hydrogène	Ph^2H Phosphure d'Hydrogène solide
H Cl acide Chlorhydrique	PhH^2 Phosphure d'Hydrogène liquide
H Fl acide Fluorhydrique.	Ph H Phosphure d'Hydrogène gazeux.
H Br. acide Bromhydrique	As^2H Hydrogène arsenié solide
H I acide Iodhydrique	AsH^2 Hydrogène arsenié liquide ?
H S acide Sulphydrique	AsH^3 Hydrogène arsenié gazeux.
H Se acide Selenhydrique	C^2H Hydrogène protocarboné
H Te acide Tellurhydrique.	C^2H^4 Hydrogène bicarboné
H Cy. acide Cyanhydrique.	
HS^2 Bisulphure d'Hydrogène.	

Combinaisons du Soufre et métalloïdes

S Ph. ? Sulphure de phosphore.	S^2C Sulphure de Carbone
S^2As Sulphure d'arsenic (realgar)	
S^3As^2 Sulphure d'arsenic (orpiment)	
S^5As. Persulfure d'arsenic	

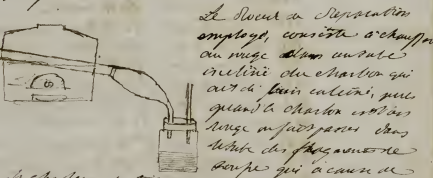
 22 mai. 31e leçon

Sulfure de Carbone

On ne connait jusqu'à présent qu'un seul sulfure de carbone bien qu'on en ait annoncé un second mais ~~[illegible]~~ l'existence est douteuse. Le seul sulfure de carbone qui soit bien connu, est le sulfure de carbone liquide CS^2 qui est analogue à l'acide carbonique on pourrait cet acide en ~~[illegible]~~ en contact avec l'oxygène du carbone chauffé au rouge, on prépare le sulfure de carbone en faisant passer de la vapeur de soufre sur du charbon chauffé au rouge.

Il y a plusieurs procédés de préparation de ce sulfure

Le premier procédé, consiste à chauffer un sulfure métallique qui puisse se décomposer par la chaleur, et le décomposer au moyen du charbon avec lequel on le mélange pour le calciner — mais dans cette opération une grande partie de soufre se volatilise —.



Le second de préparation employé, consiste à chauffer au rouge ~~dans~~ un tube incliné du charbon qui a été bien calciné, puis quand le charbon est bien rouge on fait passer dans le tube des fragments de soufre qui à cause de la chaleur du tube se volatilise et passe en vapeurs sur le charbon rouge — le sulfure se forme et se rend dans le flacon employé l'extrémité de l'allonge, et se condense dans l'eau ~~[illegible]~~ et se rend au fond du vase parce qu'il est plus lourd que l'eau.

dissemblable le sulfure de carbone n'est pas pur, il contient une certaine quantité de soufre qu'il a dissous. alors pour le purifier on le distille le sulfure pour à la distillation avant le soufre.
le sulfure de carbone est liquide, blanc, d'une grande fluidité, que l'on peut comparer à celle de l'alcool, ou l'Ether, aussi ~~a-t-il~~ a-t-il été longtemps nommé alcool de soufre. Son odeur est très désagréable et caractéristique
Sa densité est 1,263. c'est un corps très volatil qui entre en ébullition à +45°. est la densité de sa vapeur est 2,67. la tension de cette vapeur est très considérable. quand il a été rapidement évaporé dans le vide, il peut abaisser la température à −60°. et congele le mercure
Ce corps est très inflammable et il brule quand il est enflammé, avec une telle flamme ~~[illegible]~~ à celle du soufre. on a toujours comme produit de la combustion un dépôt de soufre, parceque le carbone est bien plus combustible que le soufre.
Quand on enflamme un mélange de sulfure de carbone et d'oxygène, il y a une vive détonation produite
Le corps est indécomposable par la chaleur; il est à peine soluble dans l'eau et tombe immédiatement au fond de ce liquide. plusieurs liquides peuvent le dissoudre, par exemple l'alcool l'Ether. ils sont plus facilement par l'alcool car la dissolution n'est pas aussi dissimulé [illegible] —

Le Sulfure de Carbone dissout quelques metalloïdes principalement le soufre, et quand on évapore cette dissolution de soufre, on obtient des cristaux de soufre semblables aux cristaux naturels.
Le sulfure de carbone est un veritable acide qui présente presque toutes les propriétés de l'acide carbonique, il a les mêmes affinités chimiques. Il se comporte envers les sulfures absolument de même que l'acide carbonique envers les oxides.
Le sulfocarbonate de sulfure de potassium correspond au carbonate de potasse

$CS^2KS = CO^2KO$ —

Chlore et métalloïdes

Chlore et soufre

Les metalloïdes remplacent ordinairement l'oxygène dans ses combinaisons avec les autres corps, ainsi voyons nous le soufre se combiner avec le chlore exactement dans les mêmes rapports que l'oxigène se combine avec ~~le chlore~~ corps
$(S^2Cl - S^2Cl^2 - SCl^2 - SCl^3)$
Pendant longtemps on n'a pu parvenir à isoler ces composés de chlore et soufre, mais Mr Marchand y est parvenu.
Les Chlorures de soufre se produisent toutes les fois que l'on fait passer du Chlore dans du soufre; la combinaison a lieu à la temperature de + 120° à + 140°.
Ces Chlorures de soufre sont liquides, jaunes et ne diffèrent que par leur point d'ébullition
Ces chlorures peuvent absorber l'ammoniaque. En effet si on fait passer un courant de

gaz ammoniac sur du chlorure de soufre il se forme une combinaison entre ces deux corps. S^2Cl^3, AzH^3 — si on chauffe ce composé on obtient de l'acide chlorhydrique ... de sulfure d'azote $S^2Cl^3, AzH^3 = Cl^3H^3 + S^2Az$ — cette expérience est due à M. Soubeiran

Chlore et Phosphore

Le Chlore et le Phosphore se combinent en 2 proportions ces composés correspondant aux acides phosphoreux et phosphorique $PhCl^3$ — $PhCl^5$ — = PhO^3, PhO^5. on obtient ces chlorures en faisant passer du chlore sur du phosphore chauffé M. Berzelius admet un 3ème composé mais cette combinaison n'est pas bien définie

Le Protochlorure de Phosphore $PhCl^3$ se prépare comme le chlorure de soufre en faisant arriver un courant de chlore dans une cornue contenant du phosphore chauffé. on met un excès de phosphore, le chlore en contact avec le phosphore a la température élevée donne lieu a une inflammation.

Le Protochlorure de Phosphore est blanc liquide, plus dense que l'eau, son point d'ébullition est à + 78°. il peut dissoudre le phosphore en assez grande quantité. si on verse cette solution sur du papier, le chlorure de phosphore s'évapore et le phosphore qui reste sur le papier se combine avec l'oxigène et s'enflamme ... au ...

Le protochlorure de phosphore décompose l'eau avec élévation de température pour former

des vapeurs blanches de Chlorure de Phosphore qui n'a pas été absorbé. Il y a formation d'acide Chlorhydrique. $PhCl^3 + 3HO = Cl^3H^3 + PhO^3$ on chasse par la chaleur l'excès d'acide Chlorhydrique et on a un dépôt jaune de Phosphore qui était dissous dans le protochlorure.

Le protochlorure de Phosphore absorbe aussi l'ammoniaque et quand on chauffe cette combinaison on obtient de l'acide Chlorhydrique et un Phosphure d'azote.
$PhCl^3 + AzH^3 = Cl^3H^3 + PhAz$

Le Perchlorure de Phosphore peut se préparer de la même manière que le protochlorure en faisant passer du chlore dans le protochlorure qui absorbe deux nouveaux équivalents le perchlorure $PhCl^5$ est solide fumant à l'air surtout quand il est humide. Il se décompose en acides Chlorhydrique et Phosphorique
$PhCl^5 + H^5O^5 = Cl^5H^5 + PhO^5$

Chlore et Arsenic

Quand on projette de l'Arsenic en poudre fine dans un flacon rempli de Chlore sec l'arsenic s'enflamme, et il se produit des vapeurs blanches très abondantes qui ne sont autres que du Chlorure d'arsenic qui se condense dans le flacon –

quand on prépare ce chlorure en grande quantité, on fait arriver un courant de Chlore sur de l'arsenic chauffé – ou bien on fait réagir de l'acide Chlorhydrique

sur l'acide arsenieux. on a de l'Eau et le Chlorure d'arsenic $Cl^3H^3 + AsO^3 = HO^3 + Cl^3As$.
Le Chlorure d'Arsenic est liquide, quelquefois un peu jaunâtre et quand on l'a purifié par la Distillation il est blanc il entre en Ebullition à + 132°. il est fumant à l'air. mais il est décomposé par l'Eau. il y a formation d'acide Chlorhydrique et acide arsenieux $Cl^3As + H^3O^3 = Cl^3H^3 + AsO^3$.

Chlore et Iode.

Les composés de Chlore et d'Iode sont d'une couleur brune ou rouge, ces corps sont peu connus. Ces composés sont liquides ou solides. on n'a pas encore pu les obtenir debarrassés d'un excès de Chlore ou d'Iode

Chlore et Carbone

L'Histoire de ces composés appartient à la Chimie organique

Chlore et Silicium – Chlore et Bore.

La Combinaison entre le Chlore et le Silicium ou le Bore peut se faire directement on obtient le Chlorure de Silicium $SiCl^3$ en faisant passer un courant de Chlore sur du silicium chauffé au rouge on obtient le Chlorure de silicium isomère avec l'acide silicique $SiCl^3 - SiO^3$.
On obtient par le même procédé le Chlorure de Bore et le ~~Cl~~ chlorure est aussi isomère avec l'acide Borique $BoCl^3 - BoO^3$.

quand on soumet l'acide silicique ou l'acide borique à l'influence du chlore il faut faire intervenir une double affinité. il faut mélanger ces acides avec du charbon qui par la calcination enlève l'oxigène au bore ou au silicium qui sont alors attaqués par le chlore. $Si^2O^6 + C^2 + Cl^6 = C^2O^6 + Si^2Cl^6$ — de même pr le Bore. $BoO^3 + C^2 + Cl^6 = C^2O^6 + Bo^2Cl^6$ —

Le Chlorure de silicium est liquide, fluide, transparent décomposable par l'eau et se forme de l'acide chlorhydrique et de l'acide silicique. $SiCl^3 + H^3O^3 = Cl^3H^3 + SiO^3$ —;

Le Chlorure de Bore est semblable au Chlorure de silicium

Iode et Métalloïdes

Iode et Phosphore

quand on chauffe ensemble de l'iode et du phosphore, cette expérience est dangereuse car il y a quelquefois explosion très violente. Il faut faire cette expérience en séparant les deux corps par une colonne de verre pilé de sorte que la réaction ne se fait qu'entre les vapeurs de ces corps. —

on n'a pu encore déterminer exactement la formule de ces composés, parcequ'il y a toujours un excès de phosphore ou d'iode quand on met dans l'eau de l'iodure de phosphore on donne naissance à de l'acide phosphoreux et de l'acide iodhydrique.

$IH + PhO^3$

Fluor et Metalloïdes

Le Bore et le Fluore se combinent pour former un fluorure de Bore qui est isomère avec l'acide Borique ($Fl^3Bo - BoO^3$) ce composé a été découvert par MM Gay Lussac et Thénard qui le préparèrent en mettant l'acide Borique en présence de l'acide fluorhydrique à l'état naissant ils obtinrent de l'eau et du fluorure de Bore $Fl^3H^3 + BoO^3 = H^3O^3 + BoFl^3$. Quand on chauffe dans un ballon un mélange d'acide Borique et de fluorure de Calcium il se dégage du fluorure de Bore sous forme de vapeurs très denses, ce sont les vapeurs qui ont la plus grande densité connue. $Fl^3Ca^3 + BoO^3 = BoFl^3 + Ca^3O^3$.

Le fluorure de Bore est donc un gaz fumant donnant des vapeurs blanches très intenses qui proviennent de l'action de l'eau sur ce gaz qui a pour ce liquide la plus grande affinité — en effet l'eau dissout 700 fois son volume de fluorure de Bore — le papier que l'on plonge dans ce gaz est carbonisé parce que toute l'eau a été absorbée par le fluorure de Bore.

Le fluorure de Bore peut être considéré comme un acide. L'eau le décompose et il se forme de l'acide Borique et de l'acide fluorhydrique. $Fl^3Bo + H^3O^3 = BoO^3 + Fl^3H^3$ ___

Fluor et Silicium

Le Fluor se combine avec le Silicium pour former un Fluorure de Silicium Fl^3Si qui correspond à l'acide silicique SiO^3 —

on le produit en mettant l'acide Fluorhydrique à l'Etat naissant, en contact avec l'acide silicique; la séparation est semblable à celle du Fluorure de Bore il se forme de l'eau et du Fluorure de Bore. $Fl^3H^3 + SiO^3 = H^3O^3 + SiFl^3$ —

on prend pour faire cette préparation parties égales de silice et de spath fluor, qu'on arrose avec 6 parties d'acide sulfurique.

Le Fluorure de Silicium est un corps gazeux, incolore, fumant à l'air surtout quand il est humide, l'intensité de ses vapeurs est bien moins forte que celles du Fluorure de Bore il est acide, sa Densité est 3,600. il est indécomposable par la chaleur

L'Eau le décompose, aussitôt le contact du gaz avec le liquide il y a absorption complète du gaz et dépôt de silice.

$3(Fl^3Si) + 3(HO) = SiO^3 + 3(FlH) + 2(Fl^3Si)$ —

quand on fait arriver le gaz dans l'eau il y a combinaison, formation d'acide Hydrofluosilicique mais en faisant arriver le gaz dans l'eau il y a quelquefois explosion parceque le dépôt de silice se fait dans le tube et obstrue le passage du gaz qui continuant à se dégager successivement dans le ballon il finit par faire explosion. on remédie à cet inconvénient en mettant du mercure au fond du vase et y faisant arriver l'extrémité du tube

L'acide Hydrofluositicique est un très bon réactif des sels de baryte quoique la baryte est complètement précipitée par cet acide.

Azote et Métalloïdes

Azote et Chlore

On doit a Mr Dulong la découverte du Chlorure d'Azote qui pour sa composition correspond à l'ammoniaque. Cl^3Az — AzH^3. cette découverte fut faite en 1812. en faisant passer du chlore à travers un sel ammoniacal. ce sel décomposé par le chlore. dégage de l'azote qui a l'état naissant se combine au Chlore.

Le Chlorure d'Azote est un liquide assez dense d'une consistance huileuse, qui détone violemment et très facilement.

on le prépare en faisant arriver du chlore dans un entonnoir contenant une dissolution de Chlorhydrate d'ammoniaque mais comme ce sel ammoniacal décompose le Chlorure d'azote on met au fond de l'entonnoir une dissolution de sel marin; on obtient alors un liquide huileux. qui détone quand il est arrivé a la température de +30° à +40° et il détone quelque fois spontanément. si on y projette un peu de Phosphore il y a instantanément décomposition avec détonations. Le ...

L'affinité qui existe entre les éléments de ce composé est très faible de la sa très facile décomposition.

Iodure d'Azote

on forme l'Iodure d'azote AzI^3 analogue à l'ammoniaque et au Chlorure d'azote, en mettant directement en contact 1 partie d'ammoniaque avec ... parties d'iode on forme de l'acide Hydriodique

et de l'Iodure d'azote. $AzH^3 + I^6 = I^3H^3 + AzI^3$ —
cet Iodure d'azote est un corps verdatre pulvérulent.
Ce corps ne détone pas tant qu'il est en présence d'un excès d'ammoniaque mais quand il est pur seul, sa décomposition est beaucoup plus facile que celle du chlorure d'azote car un simple frottement dans ces molécules suffit pour le faire détoner violemment — et si on élève la température sa décomposition est encore beaucoup plus facile —

22 mai. 32me leçon —

Des Sels —

Un sel est un corps produit par la réaction d'un acide sur une base
quand un acide réagit sur une base, il se présente 2 cas, ou cet acide est un Oxacide ou bien c'est un Hydracide
quand on combine l'acide sulfurique mono hydraté SO^3,HO avec la potasse, KO on a un sulfate de potasse SO^3,KO, anhydre parceque l'eau est chassé — $SO^3KO + HO$ et non $SO^3,HO\cdot KO$ —
quand on combine un Hydracide avec une base il se présente deux cas. ou bien l'acide se combine intégralement avec la base pour former un sel (Hydrochlorates etc) ou bien l'Hydrogène de l'acide s'unit à l'oxygène de la base pour former de l'eau on a alors une autre classe de sels (Chlorures etc) c'est ordinairement le dernier cas qui se présente — La réaction est toujours la même, que les sels soient ou non hydratés —
ainsi donc il faut définir les sels des corps formés par la réaction des oxacides et des Hydracides sur les bases —
La nomenclature des sels est connue)

On produit les sels ordinairement d'une manière directe en faisant réagir l'acide sur la base et saturant ces deux corps l'un par l'autre.

Un sel neutre est un sel qui résulte d'un équivalent d'acide avec un équivalent de base.

Les acides et les bases se combinent entre eux pour donner naissance à diverses classes de sels.

Si on ajoute à un sel neutre, un nouvel équivalent d'acide on forme un sel acide dans lequel on retrouve les propriétés de l'acide.

Si on ajoute à un sel neutre, un nouvel équivalent de base, on forme un sel basique dans lequel on retrouve les propriétés de la base.

Dalton ~~a[illegible]~~ découvrit le premier que les acides et les bases se combinaient entre eux en proportions multiples. Wollaston démontra cette loi. Ce ~~[illegible]~~ chimiste démontra que dans le bioxalate de potasse, il y avait 2 fois autant d'acide que dans l'oxalate neutre.

Pour démontrer cette loi il prit 2 proportions d'oxalate de potasse, il en calcina une partie et donna ainsi naissance à du carbonate de potasse, puis combinant ce carbonate de potasse à la partie d'oxalate qui n'est pas calcinée, il reproduisit l'oxalate neutre.

Caractères généraux des Sels

Tous les sels sont solides, ils diffèrent beaucoup entre eux par une grande variété de couleurs — les sels de cuivre sont bleus les sels de fer verts ou jaunes les sels de plomb blancs — ces couleurs dépendent aussi des couleurs de la base et des acides employés —

ordinairement la base donne la couleur du sel, à moins que l'acide ne soit coloré.
La saveur varie avec la nature de l'oxide elle depend le plus ordinairement de la base, ainsi tous les sels de Plomb sont sucrés parceque les oxides de Plomb ont cette saveur.
Tous les sels sont ordinairement inodores.

Action de l'Eau.
Les sels sont quelquefois insolubles dans l'Eau (Sulfate de Baryte – Carbonate de chaux etc). d'autres sont tres solubles dans l'Eau et se combinent avec l'humidité de l'atmosphère qu'ils attirent ces sels sont appelés sels deliquescents.
d'autres sels cedent de l'eau à l'atmosphere ce sont les sels efflorescents.

Quand un sel a grande affinité pour l'Eau il retarde l'ebullition de cette Eau dans laquelle il est dissous. et on peut par le retard apporté au point d'ebullition de l'eau qui tient un sel en dissolution, mesurer le degré d'affinité de ce sel pour l'eau du liquide.
Si on pèse un sel efflorescent et qu'on le pèse encore après son efflorescence on remarque qu'il a perdu de l'Eau

Les sels peuvent se dissoudre en proportions différentes selon leur nature et la temperature du liquide. certains sels sont plus solubles dans l'Eau bouillante que dans l'Eau chaude ou à la temperature ordinaire. quelquefois il y a tres peu de différence dans la solubilité d'un sel à chaud ou à froid. Exemple le sel marin.

On peut mesurer cette force de dissolution d'un

sel en prenant une solution dissoute à +100° puis mettant un excès de sel et un thermomètre dans la liqueur. puis après une complète dissolution on prend 10 centimètres cubes de cette dissolution qu'on fait évaporer rapidement dans un ballon à une température de +100° on pèse le ballon avant et après l'expérience et on a ainsi le poids de sel qui a été dissous.

Quand un sel passe de l'état solide à l'état liquide, il prend de la chaleur, et alors il développe du froid, et on a par cela même un abaissement de température, c'est ainsi que l'on produit les mélanges réfrigérants.

Quand on mélange du sulfate de soude avec de l'acide chlorhydrique on a immédiatement la dissolution du sel et un abaissement de température. 8 parties de sulfate de soude et 5 d'acide chlorhydrique abaissent la température à −10°.

Un mélange à parties égales de sel marin et de glace pilée donne un froid de −15°.

Quelquefois un sel mis en contact avec l'eau donne lieu à une élévation de température, quand on met en contact le chlorure de calcium avec l'eau le sel se combinant avec l'eau donne lieu à un dégagement de chaleur.

Si le sel n'est pas hydraté il y a au moment de la dissolution un sifflement produit et l'eau peut même entrer en ébullition.

Si on fait une dissolution d'un sel à une température élevée, et que le sel soit plus

soluble à chaud qu'à froid, le sel se dépose par le refroidissement. c'est ainsi qu'on fait cristalliser certains sels (nitrate de potasse - sulfate de soude) d'autres sels sont aussi solubles à chaud qu'à froid. (le sel marin).

Les sels se déposent sous forme de cristaux quand le refroidissement est lent, les cristaux se déterminent beaucoup mieux, que par un refroidissement subit.

En évaporant à l'air les dissolutions de certains sels, on obtient aussi de beaux cristaux parfaitement définis.

Mr. <u>Leblanc</u>, a donné un <u>procédé</u> pour obtenir ~~les~~ certains sels bien cristallisés - en prenant des cristaux d'un ~~même~~ sel et les plaçant dans une solution saturée du même sel - et évaporant la liqueur à une température de +12° à +15° les cristaux du sel dissous se déposent sur les cristaux déjà placés et qui forment le noyau d'une belle cristallisation.

Un sel en se déposant d'une dissolution est quelquefois anhydre, ainsi (le sulfate de potasse - le chlorure de sodium) mais ils contiennent de l'eau interposée dans leurs ~~masses~~ sans que cette eau soit pour cela chimiquement combinée aux cristaux. quand on chauffe ces cristaux la volatilisation de l'eau interposée dans ces cristaux, constitue le phénomène de la <u>Crépitation</u>.

quelquefois l'eau est combinée avec les cristaux, cette eau prend alors le nom d'<u>eau de cristallisation</u> quelques sels contiennent de 20, à 50 0/0 d'eau

de cristallisation - cette eau a une influence marquée sur les propriétés physiques des cristaux dans certains sels - ainsi le sulfate de fer qui est hydraté est vert. le sulfate de cuivre quand hydraté est bleu, quand ces sels sont desséchés et anhydres ils sont blancs: la transparence de certains cristaux vient de quelle eau de cristallisation qu'ils contiennent - quand ils sont anhydres ils sont d'un blanc opaque.

Quelquefois l'eau se combine avec les sels et y joue en quelque sorte l'état de base cette eau prend alors le nom d'eau de constitution

L'eau peut déterminer la décomposition de certains sels, (celle des sels de bismuth et d'antimoine) - précipité blanc de sousazotate de bismuth.

L'action de la Lumière en général ne décompose pas les sels; cependant l'action directe des rayons solaires a une action marquée sur certains sels, ainsi le chlorure d'argent soumis à l'action directe des rayons solaires, se décompose et passe à l'état de sous chlorure.

L'action de la Lumière est différente, il y a quelquefois décomposition, quelquefois aussi cette décomposition résulte ~~dépend~~ de la ~~décomp~~ volatilisation de la base ordinairement les sels qui se décomposent ainsi contiennent des acides ~~sels~~ décomposables par la chaleur quelquefois en chauffant certains sels on obtient une décomposition complète résultante ~~de~~ de la décomposition de l'acide et de la base, ainsi quand on chauffe l'acétate d'argent on obtient un résidu d'argent métallique

labase donne ordinairement de la spreté acide comme dans les sulfates alcalins, et alcalino terreux

Action de l'Electricité des decharges électriques tres intenses agissent ordinairement comme le Chaleur. Sous l'Influence de la Pile le sel est decomposé d'une maniere tout afait nette, l'acide se rend au pôle positif et la base au pôle négatif.

L'action de l'Electricité sur les sels été parfaitement étudié en 1807 par Davy — quand il se servait de vases d'agathe, ou ~~[illegible]~~ pour les experiences il obtenait des étincelles, et quand il employait ~~obtenait~~ des vases d'or il obtenait de l'oxigène et le métal pur —

quelquefois en obtient avec la pile, le métal réduit qui se rend au pole négatif avec ~~et~~ l'acide c'est que les bases étant reductibles par l'hydrogène l'eau étant decomposée l'hydrogène a l'état naissant s'empare de l'oxigène de la base c'est de ces experiences qu'on a deduit les applications sur la galvanoplastie.

L'Influence des métaux sur les sels a été etudiée par Richter — si on met une lame de cuivre parfaitement décapée, dans une solution d'un sel d'argent, cette lame de cuivre se recouvre promptement d'une couche blanche d'argent precipité — il n'y a aucun dégagement de gaz dans cette reaction — on peut obtenir également un dépot de cuivre sur une lame de Zinc ou de fer qu'on placerait dans une solution d'un sel de Cuivre

Les métaux se précipitent les uns les autres équivalents à équivalents.

Dans les sels, les rapports qui existent entre la quantité d'oxigène de l'acide et la quantité d'oxigène de la base est toujours la même dans les sels d'un même genre. ainsi dans les azotates comme 5 est à 1. dans les sulfates comme 3 est à 1. bien que les bases aient une composition différente (MO - M^2O^3) ainsi dans le sulfate de potasse le rapport est comme 3 est à 1. SO^3KO et dans le sulfate d'alumine comme 3 est à 1/2 $SO^3Al^2O^3$ mais alors pour que le rapport ne soit pas changé dans ce dernier sel il faut mettre 3 équivalents d'acide sulfurique $3(SO^3)Al^2O^3$ si la quantité d'oxigène dans la base est 2 il faut 2 équivalents d'acide pour que le sel produit soit un sel neutre ~~sulfate de bioxide de manganèse~~ $2(SO^3)MO^2$

Action des bases, des acides, des sels sur les sels

avant Berthollet on croyait que faisant réagir une base sur un sel, on précipitait la base de un sel par l'autre base plus énergique. ainsi faisant réagir de la potasse sur un sel de plomb, on précipitait l'oxide de plomb

On croyait aussi la même chose quand à l'action des acides sur les sels, un acide plus fort chassait le plus faible

Berthollet a démontré la fausseté de ces affinités, en prouvant que ces décompositions dépendaient de l'état physique des corps

ainsi dans la decomposition d'un sel de plomb par une base plus forte que le plomb, la cause de la decomposition du sel est de la precipitation de la base est l'insolubilité de l'oxide de plomb –

un corps volatil est deplacé par un corps qui est plus fixe que lui – pour demontrer cette regle Berthollet calcina un mélange de sulfate de potasse et de sable (acide silicique) cet acide silicique étant plus fixe que l'acide sulfurique chassait cet acide qui est volatil et on obtenait un silicate de potasse à la place du sulfate de potasse.

27 mai – 33me leçon –

Quand on chauffe un sel qui contient de l'eau de cristallisation, ce sel fond dans son eau de cristallisation et subit alors la fusion aqueuse.

quand au contraire on chauffe un sel qui ne contient pas d'eau de cristallisation ce sel fond par l'action meme de la chaleur et il subit alors la fusion ignée.

Loix des doubles décompositions

Les bases peuvent reagir sur les sels, la potasse et la soude precipitent l'oxide de plomb des sels de ce metal. à cause de l'insolubilité de l'oxide de plomb.

une base soluble peut precipiter une base insoluble et redissoudre ce precipité si cette base est en grand excès ainsi un excès de potasse redissout l'oxide de plomb qu'elle a precipité car certains oxides metalliques en presence de certaines bases peuvent se comporter comme des acides – ainsi

en faisant réagir un grand excès de potasse sur un sel de plomb. L'oxyde de plomb précipité est redissous dans un excès d'alcali, et s'est formé un plombate de potasse.

L'action des bases insolubles sur les sels dont la base est insoluble est différente, ainsi quand on fait réagir de l'oxyde d'argent sur ~~des~~ un sel de cuivre, l'oxyde d'argent neutralise l'équivalent d'acide, tandis qu'au contraire l'oxyde de cuivre ne neutralise pas l'acide et un sel d'argent. $AzO^5CuO + AgO = AzO^5AgO + CuO$.

Toutes les fois qu'une base insoluble peut s'abaisser complètement un acide, d'un sel elle chasse de la combinaison saline une base qui ne neutralise pas les acides. Cette loi a été posée par Mr Gay Lussac.

L'action des acides sur les sels est aussi diverse, un acide fort déplace toujours un acide faible, ainsi ~~dans~~ dans les carbonates l'acide carbonique est toujours chassé par un autre acide. quand on fait réagir même très étendu sur un carbonate. L'acide sulfurique monohydraté chasse l'acide chlorhydrique du chlorhydrate de soude ou chlorure de sodium hydraté $ClNa + SO^3HO = SO^3NaO + ClH$.

L'acide sulfurique chasse aussi l'acide nitrique des nitrates. $SO^3HO + AzO^5KO = SO^3KO + HO + AzO^5$

MM. Jeffrey et Bermann expliquaient cette action par la plus grande force d'affinité de l'acide sulfurique pour la soude que l'acide nitrique mais ces lois sont fausses parce que depuis on a démontré que cette décomposition tenait à la ~~plus~~ ~~[illegible]~~ plus grande volatilité

de l'acide — en effet. l'acide sulfurique déplace l'acide borique de ses combinaisons quand on agit sur un Borate en dissolution — $BO^3NaO,HO + SO^3,HO = SO^3NaO + HO + BO^3$.
mais si on calcine l'acide borique avec un sulfate, l'acide borique étant fixe et l'acide sulfurique étant volatil ce dernier acide est déplacé par le premier. $BO + SO^3NaO,HO = BONaO,HO + SO^3$ —
Mr Pelouze a démontré également l'ipomique en faisant réagir le carbonate de potasse et l'acide acétique en dissolution dans l'alcool.
Berthollet a posé une loi pour ces décompositions.
toutes les fois qu'on fera réagir sur un sel un acide moins volatil que celui qui est dans le sel, cet acide fut-il moins fort, prend la place de l'acide qui est plus volatil —
Si dans la solution d'un sel on fait réagir un acide plus fort que celui qui est dans le sel, et forme avec cet acide un sel insoluble qui se précipite quand on verse de l'acide sulfurique dans une solution de nitrate de Baryte il se forme un sulfate de Baryte insoluble qui se précipite.
$AzO^5BaO,HO + SO^3HO = AzO^5 + SO^3BaO + HO$ —
si l'acide plus faible est insoluble, il est également précipité — ainsi l'acide sulfurique décompose les Borates en précipitant l'acide borique —
Pour qu'un acide puisse réagir sur un sel il faut nécessairement agir par l'intermède de l'eau
quand on fait réagir un acide sur un sel soluble et qui ne forme un sel soluble

on admet généralement qu'il y a partage de la base entre les deux acides suivant leurs masses —

Actions des sels les uns sur les autres.

Quand on mélange certains sels, il y a double décomposition — ainsi en mélangeant le sulfate de Potasse et le nitrate de Baryte qui sont deux sels solubles, on obtient un sel insoluble le sulfate de Baryte et un sel soluble le nitrate de Potasse $AzO^5BaO + SO^3KO = SO^3BaO + AzO^5KO$ — et les sels qui étaient neutres avant leur décomposition se trouvent être aussi neutres après — cette remarque est due à Wenzel.

Berthollet a fait une loi sur ces doubles décompositions c'est que quand du mélange de deux sels solubles il doit se former un sel soluble et un sel insoluble, la décomposition est précisément qui serait moins soluble qu'un autre serait aussi précipité

Dulong a posé une loi de décomposition des sels insolubles par un carbonate soluble pour reconnaître ces sels. ainsi quand on veut reconnaître le sulfate de Baryte qui est insoluble dans tous les réactifs, il faut le faire bouillir longtemps avec un carbonate soluble, et comme l'acide carbonique se combine toujours avec les bases terreuses, on a un carbonate de Baryte et un sulfate de Potasse

Le carbonate de Baryte est insoluble, mais tous les carbonates étant décomposables par les acides, on décompose ceux par l'acide nitrique et on forme un nitrate de Baryte qui est soluble comme toute autre de ces sels

$SO^3BaO + CO^2KO = SO^3KO + CO^2BaO + AzO^5 = AzO^5BaO + CO^2$ —

Chlorures

Il est facile de distinguer un chlorure et de le caractériser; en effet quand on traite par l'acide sulfurique, un chlorure cristallisé et soluble, on obtient immédiatement, des vapeurs blanches d'acide chlorhydrique qui mises en contact avec l'ammoniac, donnent des vapeurs blanches très intenses de chlorhydrate d'ammoniaque $ClNa + SO^3,HO = SO^3NaO + ClH$ —

quand on fait réagir sur un chlorure soluble mélangé de bioxyde de manganèse, une certaine quantité d'acide sulfurique on obtient du chlore qui se dégage $ClNa + MnO^2 + 2SO^3,HO = SO^3NaO + SO^3MnO + HO + Cl$.

le nitrate d'argent est un réactif très sensible pour reconnaître un chlorure, car même en petite quantité, du mélange de ces deux sels, résulte un précipité de chlorure d'argent très reconnaissable (blanc, caillebotté, très insoluble dans l'eau insoluble dans l'acide nitrique, pour ainsi bouillant, soluble dans l'ammoniaque et les hyposulfites — exposé à la lumière le chlorure d'argent devient violet. d'après Veubert il se décompose en chlore et en sous chlorure d'argent — —

Chlorhydrate d'ammoniaque

Dans les laboratoires, quand on fait réagir, sur le mercure, 1 équivalent d'acide chlorhydrique gazeux et 1 équivalent d'ammoniac gazeux, à la température ordinairement les deux gaz réagissent l'un sur l'autre, se combinent, chimiquement et forment un composé solide blanc qui est le chlorhydrate d'ammoniac

on a longtemps retiré de l'Égypte le sel ammoniac qui on préparait par l'incinération de la fiente des chameaux.

on prépare en France une très grande quantité

par la décomposition du Carbonate d'ammoniaque qui abonde dans les urines putréfiées et dans les produits de la distillation des matières azotées. comme la corne la fibrine, la houille

on opère simplement par la décomposition de a carbonate d'ammoniaque par l'acide chlorhydrique.

$CO^2, AzH^3 + ClH = ClH, AzH^3 + CO^2$ —

ou bien encore on emploie un procédé qui est plus compliqué mais qui est employé en grand dans l'Industrie: on décompose le Carbonate d'ammoniaque en le faisant passer par un filtre de sulfate de chaux, la liqueur qui passe contiendra alors beaucoup de sulfate d'ammoniaque qui entraîne un peu de carbonate de chaux. on laisse déposer le Carbonate de chaux; puis on traite les liqueurs qui contiennent le sulfate d'ammoniaque de manière à former un Chlorhydrate pour cela on traite les liqueurs par du Chlorure de sodium, on obtient du sulfate de soude et du chlorhydrate d'ammoniaque qui sont mêlés dans la liqueur, on les sépare par la cristallisation. En concentrant les liqueurs le sulfate de soude peu soluble que la solution de Chlorhydrate d'ammoniaque, cristallise le premier.

$CO^2 AzH^3, HO + SO^3 CaO = CO^2 CaO + SO^3 AzH^3, HO$ —

$SO^3 AzH^3, HO + ClNa, HO = ClH AzH^3, HO = SO^3 NaO$ —

on trouve quelquefois le Chlorhydrate d'ammoniaque dans la nature cristallisé en cubes près des fissures de certains volcans —

Ce sel est blanc, solide, élastique, cristallisé parfois humide, et souvent sa cristallisation est en feuilles de fougères, ou bien encore assez souvent

aussi sa cristalisation est primitivement en forme octaédrique — quand il a été volatilisé il affecte la forme des cristaux cubiques comme ceux de Chlorure de sodium ou de Potassium quand il cristallise dans l'Urine putréfiée — Il cristallise toujours en cubes.

Il est soluble dans l'eau froide, mais bien plus soluble dans l'eau bouillante qui en dissout son propre poids environ — Il est deliquescent dans l'air humide. il est soluble dans l'alcool bouillant —

quand on le chauffe ~~il entre~~ il n'entre pas en fusion mais il se distille sans se fondre.

quand on chauffe ce sel avec un métal, (le fer) le métal prend le Chlore et on obtient un mélange d'ammoniac et hydrogène.

$ClH, AzH^3 + Fe = ClFe + AzH^3, H$ —

Ce sel est fréquemment employé pour réduire les oxides métalliques — quand on met ce sel sur un oxide métallique chauffé l'hydrogène de l'acide chlorhydrique et de l'ammoniaque se combinent à l'oxigène du métal oxidé. et le métal est réduit.

on l'emploie dans les laboratoires pour obtenir le gaz ammoniac en le mêlant avec de la chaux, la réaction se fait même à froid —

$ClH\,AzH^3, HO + CaO = Cl\,Ca, HO^2 + AzH^3$ —

on obtient le sel ammoniac en grains en sublimant ce sel à une douce chaleur.

Chlorure de Potassium

Le chlorure de Potassium peut se faire directement — Il se produit toutes les fois qu'on chauffe ensemble le Potassium et le chlore. on produit très bien ce corps en faisant

arriver un courant de Chlore sur de l'hydrate de Potasse chauffé au rouge.
On le produit ordinairement en faisant réagir l'acide chlorhydrique sur le Carbonate de Potasse.
Ce composé se forme dans un grand nombre de circonstances, par exemple dans le raffinage du salpêtre.
Le Chlorure de Potassium existe aussi dans les soudes de Vareck et dans d'autres végétaux.
Ce corps est blanc quand il a été purifié par la calcination il est en cubes ou prismes rectangulaires quand il a été produit à la température ordinaire il est anhydre. quand on le chauffe il entre en fusion si on le chauffe plus il se volatilise sous forme de vapeurs blanches.
Ce corps est assez soluble dans l'eau et M Gay Lussac a donné une table de cette solubilité.

100 parties d'eau à	0° dissolvent	29,2 de Chlorure de K.	
"	+ 19°	34,5	ClK.
"	+ 52°	43,6	"
"	+ 79,6	50,9	"
"	+ 109,6	59,3	"

La solubilité de ce sel est donc proportionnelle à la température.
Le Chlorure de Potassium se dissout rapidement dans l'eau et cette solution rapide produit un abaissement de température.
50 parties de Chlorure de Potassium, mises dans 200 grammes d'eau et dans un vase du poids de 185 gr. abaissent la température de -11,5.
Le Chlorure de Sodium dans les mêmes circonstances

ne produit un poids que de — 1°,9. C'est sur cette propriété que Mr Gay Lussac a basé un procédé d'analyse industrielle d'un mélange de Chlorure de Potassium et de Chlorure de Sodium

29 mai 34e leçon

Chlorure de Sodium

On produit ce sel en faisant réagir l'acide Chlorhydrique sur la soude; si on fait passer un courant de gaz Chlorhydrique sur de la soude chauffée au rouge on obtient alors de l'eau et du chlorure de sodium $NaO + ClH = HO + ClNa$

On peut encore très bien faire une solution de Sodium dans le Chlore. — enfin si on fait réagir le Chlore sur la soude fortement chauffée dans ce vase, l'oxigène est chassé, et on obtient le Chlorure de Sodium.

Ce sel est blanc d'une saveur salée, agréable peu soluble dans l'alcool anhydre mais sensiblement soluble dans l'alcool hydraté

Il est très soluble dans l'eau et cette solubilité a été déterminée par Mr Gay Lussac

100 parties d'eau à température ordinaire +14° peuvent dissoudre 35,81 de Chlorure de sodium

100 parties d'eau à la température de +109,7° dissolvent 40,38 de Chlorure de sodium

et à 109,7 est le point d'ébullition de l'eau saturée de Chlorure de Sodium

Quand quand on veut faire cristalliser le sel marin, fait on une solution à froid de ce sel et on évapore cette dissolution

Quand on veut séparer le sel marin d'avec les sels ~~qui sont~~ auxquels il est mélangé, si ces sels sont plus solubles à chaud qu'à froid

on mette mélange des sels au contact de l'eau bouillante. par le refroidissement les sels qui sont solubles à chaud se déposent et le sel marin reste seul dans la liqueur. lorsqu'on veut le faire cristalliser on obtient des cristaux cubiques. qu'il sont difficiles à obtenir d'un assez fort volume si on n'a pas la précaution de mettre dans la liqueur une certaine quantité de petits cristaux.

quand on projette le sel marin sur des charbons allumés, il décrépite

quand on le fait cristalliser à la température de $-10°$ ou $-1°$ il peut se combiner avec de l'eau et prendre la forme hexagonale il prend alors jusqu'à 6 équivalents d'eau qu'il se dégage en faisant chauffer le sel. si on le chauffe fortement il peut entrer en fusion à une température rouge et si on élève encor plus la chaleur, il se volatilise. si on laisse refroidir le sel marin qui a été fondu il cristallise en masse cubique.

. quand on fait une solution de litharge de plomb avec ce sel marin, cette solution est alcaline et cependant la litharge est insoluble et le chlorure de sodium est neutre mais il se fait une décomposition des deux corps. et on a de la soude mise en liberté et du chlorure de plomb. $ClNa + PbO = ClPb + NaO$.

. on a pendant longtemps employé ce procédé pour préparer la soude, mais on ne l'obtenait pas pure, elle contenait toujours une certaine quantité de plomb qu'elle a la propriété de

dissoudre. Ce procédé est suivi en angleterre pour former un corps d'une belle couleur jaune lequel corps est un oxichlorure de Plomb. $Cl Pb, PbO$

Action des acides sur le Chlorure de Sodium.

Si on verse un acide hydraté, l'acide sulfurique, sur du chlorure de sodium, on dégage de l'acide chlorhydrique. $Cl Na + SO^3, HO = SO^3 NaO + Cl H$

Si on chauffe le sel marin avec un acide anhydre, il n'y a pas de décomposition, mais si on fait passer sur le mélange un courant de vapeur d'eau le sel marin se décompose en acide chlorhydrique qui se dégage et en soude qui se combine à l'acide; ce procédé est employé pour le vernissage des poteries.

$3(Cl Na) + SiO^3 Fe^2O^3 = Fe^2 Cl^3 + 3 NaO + SiO^3 = SiO^3 NaO$

Le sel marin sert dans l'industrie à de très nombreuses applications.

il est employé dans la fabrication de la soude artificielle, pour former les Carbonates, Sulfates de soude, dans les poteries; pour obtenir l'acide Chlorhydrique,

Il est aussi employé comme amendement dans l'agriculture, et comme nourriture des bestiaux

Ce corps est très abondant dans la nature, les eaux de la mer, de certains lacs et sources salées le renferment en grandes proportions.

On extrait le Chlorure de sodium soit par évaporation des eaux de la mer, ou des lacs et sources salées qui le renferment. Le sel gemme est formé des mines nombreuses à Wieliczka on le rencontre aussi, en Angleterre, Espagne, Amérique

il existe aussi à l'état de sel gemme

on trouve le plus ordinairement à la base

des terrains secondaires, près de la houille on le rencontre quelquefois mélangé à l'argile il faut alors le purifier par de nombreux lavages — quand on le rencontre pur comme à Wielicka, on le concasse, et on le livre au commerce.
Mr Dumas a remarqué que ~~c'est pas~~ ce sel provenant des mines de Wielicka, contenait un peu d'hydrogène et aussi de l'hydrogène carboné — il décrépite sur le feu et quand on le dissout dans l'eau il laisse dégager ces gaz qu'il contient, et qui s'enflamment quelquefois dans l'intérieur des mines peuvent contacter ~~avec~~ le feu ~~grisou~~ grisou
quand le sel est impur, on traite le mélange par l'eau pour le purifier. On a mis en usage différents procédés pour retirer le sel marin de ses solutions aqueuses. quand la solution contient 15 à 20 0/0 de sel marin, on évapore immédiatement dans de grandes chaudières de fer, on obtient alors une solution concentrée appelée ~~Schlaub~~ Schlaub qui est un mélange de sulfate de chaux et de chlorure de sodium — dans les pays chauds on évapore l'eau de la mer à l'air libre dans les marais salans — ce sel est très pur quand il est ~~...~~ argile.
Dans certains pays on évapore ~~les solutions~~ des eaux au moyen de vastes hangars, qui ont 12 mètres de hauteur, 26 mètres de largeur et 400 mètres de long. on fait arriver l'eau salée sur des fagots d'épines disposés dans ces hangars puis on fait remonter cette eau pour la faire évaporer de nouveau

sur les fagots d'épine, jusqu'à ce qu'on soit arrivé à obtenir une solution contenant 20,0/0 de sel marin, alors on continue et on termine l'évaporation dans des chaudières métalliques.

Chlorure de Baryum

On obtient facilement ce chlorure en faisant réagir l'acide chlorhydrique sur la Baryte — on fait passer un courant d'acide chlorhydrique sur de la Baryte caustique chauffée au rouge dans un tube de verre, on obtient le chlorure de Baryum et l'eau se dégage $BaO + ClH = ClBa + HO$.
C'est comme tous les sels de Baryte, a une saveur âcre, amère, et de même il est vénéneux.
Il est soluble dans l'eau et ses degrés de solubilité ont été donnés par Mr Gay Lussac
100 Eau à +15°,64 dissolvent 34,86 de ClBa.
100 Eau à +105°,48 ———— 59,58 – ClBa
Il est aussi soluble dans l'alcool mais l'alcool anhydre ne prend que 1/400 de ce chlorure
Il se cristallise en prismes à quatre pans très longs, il contient toujours 2 équivalents d'eau traité par l'acide chlorhydrique, le chlorure de Baryum précipite en blanc, puisqu'il est presque insoluble dans une Eau qui contient beaucoup d'acide chlorhydrique si on étend de quelques d'eau, le précipité disparaît si les acides sont purs.
On prépare le chlorure de Baryum en décomposant par l'acide chlorhydrique ou le carbonate de Baryte ~~ou~~ le sulfure de Baryum
$ClH + CO^2BaO = ClBa + HO + CO^2$
$ClH + SBa = ClBa + SH$
On peut aussi l'obtenir en calcinant pendant longtemps, pendant une heure, un mélange de la

dessèchement de friabilité des sels, un mélange de sulfate de Baryte et de Chlorure de Calcium $SO^3BaO + ClCa = SO^3CaO + ClBa$ reprenant par l'eau le produit de cette calcination on prend le Chlorure de Baryum qui est soluble et on abandonne le sulfate de chaux

on pourrait encore reproduire la même réaction en laissant en présence très longtemps dans l'eau le sulfate de chaux et le chlorure de Baryum à cause de la solubilité très petite du sulfate de chaux — il y aurait double décomposition et le sulfate de Baryte se reproduirait

Chlorure de Strontium

le Chlorure a une saveur âcre, piquante, il est soluble dans une fois et demi son poids d'eau à +15°. soluble dans 24 parties d'alcool — Si on fait brûler cette solution alcoolique de Chlorure de strontium on obtient une flamme incarnate couleur que n'a pas la flamme de la solution alcoolique de Chlorure de Baryum

on le prépare ainsi que le Chlorure de Baryum $SO^3SrO + ClCa = SO^3CaO + ClSr$ que l'on reprend par l'eau

Chlorure de Calcium

Le Chlorure de Calcium existe dans plusieurs eaux de certaines fontaines, dans l'eau de la mer, les eaux de puits, et celles qui proviennent de la préparation du salpêtre

on le prépare en faisant passer du Chlore sur de la chaux chauffée au rouge $Cl + CaO = ClCa + O$ ou bien en décomposant le Carbonate de chaux par l'acide Chlorhydrique $CO^2CaO + ClH = ClCa + HO + CO^2$ ou bien encore ordinairement de la dissolution

del ammoniaque ($ClH, AzH^3 + CaO = ClCa + AzH^3 + HO$) le chlorure de calcium est toujours un peu alcalin, aussi avant de l'employer, faut-il le calciner avec un peu d'acide Chlorhydrique.

Ce sel est blanc, d'une saveur amère et cristallise en prismes à 6 pans, terminés par des pyramides à 6 faces il contient 49,0/0 d'eau de cristallisation représentés par 6 équivalents.

Il est très avide d'eau deliquescent, aussi est-il surtout employé pour dessécher les gaz. quand on veut au moyen de ce corps obtenir une prompte dessication, il faut l'employer à l'état spongieux, il prend cet état par la fusion.

quand il est mis en contact avec l'eau il se combine vivement avec elle avec un dégagement de chaleur.

quand on le prend cristallisé et quand on le fait dissoudre dans l'eau, il produit du froid.

quand on fait un mélange de ce chlorure de calcium cristallisé et à 6 équivalents d'eau avec de la glace pilée, il se produit assez de froid pour congeler l'eau, le chlorure de calcium passe alors à l'état liquide.

Si on chauffe le chlorure de calcium hydraté, alors il perd son eau et quand il a été fondu et a été à l'état anhydre il est phosphorescent et prend le nom de Phosphore de Homberg.

Si ce chlorure est placé dans un air qui contient de l'acide Carbonique, cet acide Carbonique décompose le chlorure il combine à une partie de la chaux et le chlorure de calcium est alors transformé en un chlorure un peu alcalin par un excès de chaux.

le chlorure de calcium est soluble dans l'alcool et quand on a fait évaporer cette dissolution alcoolique, on obtient de beaux cristaux qui ont été analysés par M. Graham et qui y a trouvé de l'alcool combiné comme l'eau de cristallisation —

Il ne faut pas employer le chlorure pour dessécher l'ammoniaque parce qu'il absorbe ce gaz.

En faisant bouillir on a de la chaux une solution concentrée de chlorure, on obtient un corps nouveau (oxychlorure de calcium) qui ayant été analysé a été trouvé composé de 3 proportions de chaux pour 1 de chlorure et contenant 16 equivalents d'eau $ClCa,3(CaO)16.HO$. traité par l'eau ce corps est décomposé en chaux hydratée et en chlorure de calcium qui se dissout.

Chlorure de magnesium

On peut combiner directement le magnesium avec le chlore, et former le chlorure, mais on l'obtient aussi en faisant passer un courant de chlore sur un mélange de magnesie chauffé au rouge. — Mais on le prépare plus ordinairement en décomposant le carbonate de magnesie par l'acide chlorhydrique $CO^2MgO + ClH = ClMg + HO + CO^2$

le chlorure de magnesium qui est en solution dans l'eau est très difficilement obtenu à l'état anhydre, quand on le chauffe il se décompose en magnesie et en acide chlorhydrique. aussi Mr Delouze a-t-il proposé cette réaction pour obtenir économiquement

l'acide chlorhydrique dans certaines localités.
On trouve le chlorure de magnesium dans les eaux mères des marais salans,
Si on prend le sulfate de magnesie qui existe en grande quantité dans les eaux de lomes, mélangé au chlorure de sodium, et on expose ce mélange à un froid de -0° on obtient une decomposition en deux sels, et le chlorure de magnesium se sépare par la cristallisation, du sulfate de soude
$Cl\,Na + SO^3\,MgO = SO^3\,NaO + Cl\,Mg$
Si on évapore avec du chlorhydrate d'ammoniaque une solution contenant 2 parts d'equivalents de chlorure de magnesium, on obtient ce chlorure de magnesium à l'état anhydre
Le chlorure de magnesium anhydre a été traité par M. Bussy pour en obtenir le magnesium
Le chlorure de magnesium est amère incolore, très soluble dans l'eau et l'alcool deliquescent. cristallisé dans des liqueurs acides et contient 6 equivalents d'eau

Chlorure d'Aluminium

On ne peut obtenir le chlorure en faisant agir le chlore sur l'alumine, parce que cet oxyde est indécomposable par le chlore et qu'il faut pour le former faire intervenir une double affinité.
en faisant arriver un courant de chlore sur de l'alumine chauffée au rouge avec du charbon, on obtient alors 3 equivalents d'oxyde de carbone avec le chlorure d'aluminium, le charbon s'empare des 3 equivalents d'oxygène de l'alumine pour

s'ouvre donc $Al^2O^3 + C^3 + Cl^3 = 3(CO) + Cl^3Al^2$
quand on fait passer un courant de chlore sur un mélange d'alumine mélangée avec de l'huile et du charbon pulvérisé, et chauffé préalablement dans un tube de porcelaine, on obtient un dépôt jaune de chlorure d'aluminium. le chlorure est anhydre, fumant à l'air. il est décomposable par l'eau, qui le prend avec dégagement de chaleur. la dissolution de chlorure d'aluminium dans l'eau ne peut être concentrée. quand on chauffe il se reproduit de l'eau, de l'alumine, et de l'acide chlorhydrique.

le chlorure d'aluminium en contact avec une petite quantité d'eau cristallise à l'état d'hydrate en prismes assez gros.

il absorbe l'hydrogène sulfuré, et l'hydrogène phosphoré, et forme des combinaisons qui sont mal connues

31 mai. 35e leçon.

Fluorures.

quoique le fluor n'ait pas été isolé on admet que l'acide fluorhydrique mis en contact avec une base donne naissance à un fluorure et de l'eau ($FlH + KO = FlK + HO$) on forme très bien un fluorure en décomposant un carbonate alcalin par l'acide fluorhydrique. aussi admet-on ainsi la formation du fluorure de calcium qui est très abondant dans la nature, pour en expliquer la formation par la décomposition du carbonate de chaux en contact avec l'acide fluorhydrique

$FlH + CO^2CaO = FlCa + HO + CO^2$

Les Fluorures sont isomorphes avec les chlorures car les chlorures de Calcium et de sodium cristallisent en cubes comme les fluorures de Calcium et de sodium.

Certains chlorures sont neutres et ordinairement les fluorures ont une action marquée sur les réactifs colorés, le fluorure de calcium donne au papier rouge une réaction alcaline.

Les fluorures metalliques sont des acides quand on met un fluorure insoluble en contact avec un acide, l'acide fluorhydrique est toujours chassé. et le dégagement d'acide fluorhydrique est un très bon caractère des fluorures.

On met cette réaction à profit pour la gravure sur verre, au moyen de cet acide qui attaque très fortement le corps. ainsi on recouvre une lame de plomb, un fluorure pulvérisé et délayé dans un peu d'eau et on l'arrose avec de l'acide sulfurique on aide la réaction en élevant un peu la température, et l'acide fluorhydrique se dégage $FlCa + SO^3,HO + HO = SO^3CaO + HO + HFl$.

Si on chauffe un mélange de fluorure de baryum et d'acide sulfurique concentré, il se forme un fluorure de baryum et la silice est répandue sur la place des sable il se forme un fluorure de silicium.

Les Fluorures solubles ne precipitent pas par les sels d'argent parce qu'il se forme un fluorure d'argent qui est un sel soluble et deliquescent.

On prépare un Fluorhydrate d'ammoniaque en chauffant dans un vase de métal un creuset de platine un mélange de Chlorhydrate d'ammoniaque et de ~~Fluorure~~ de sodium

il est encore très dangereux d'opérer dans un vase métallique parceque le fluorure d'ammonium, ou le fluorhydrate d'ammoniaque a une action corrosive très forte et attaquerait les vases de verre. Ce corps se présente en cristaux prismatiques

Les Fluorures de Potassium et de Sodium ont des propriétés communes, ils se préparent dans les mêmes circonstances, en traitant le Carbonate de Potasse ou de Soude par l'acide fluorhydrique; ces fluorures de Potassium et de Sodium cristallisent en cubes, quelquefois en pyramides, ils attaquent le verre.

Les Fluorures de Baryum et de Strontium existent, ils se produisent dans les mêmes circonstances que les précédents.

Le Fluorure de Calcium Spath fluor Chaux fluatée est très abondant dans la nature, en Angleterre et en France, il cristallise ordinairement en octaèdres ou en cubes —

Il est rarement incolore, ordinairement il a une cristallisation, verte ou violette qui disparaît après une forte calcination.

quand on jette du Fluorure de Calcium sur une plaque de métal chauffée assez fortement, ce sel reste pendant quelque temps Phosphorescent, mais il ne faut pas que la lame métallique soit trop chauffée car le sel pourrait être décomposé —

On connaît des Spaths qui à la lumière ont une belle couleur verte Chlorophane, et qui dans l'obscurité sont jaunes —

~~Grotius~~ Grotius a fait sur le Spath fluor des observations intéressantes. Il a remarqué

que le spath fluor était rendu soluble par l'acide chlorhydrique et il est précipité par l'ammoniaque dans cette réaction si le spath fluor est phosphorescent avant cette opération il conserve cette phosphorescence également après — et s'il n'est pas phosphorescent il ne prend pas de phosphorescence dans cette réaction. Si on le soumet à l'action de l'Electricité il conserve cette phosphorescence

On prépare le fluorure de Calcium dans les laboratoires en décomposant le Carbonate de chaux par l'acide fluorhydrique on obtient un chlorure de Calcium de l'eau et l'acide Carbonique qui se dégage. Le fluorure de Calcium se précipite. — si la chaux est pure il ne reparaît pas si les liqueurs sont très étendues

$CO^2CaO + FlH = FlCa + HO + CO^2$

Le fluorure de Calcium est fusible à une température élevée, et si la température est rouge, la fusion est complète. On peut alors fondre certains sels tels que le sulfate de chaux et le sulfate de Baryte — il est à quelquefois une belle coloration violette

Le fluorure de Calcium est employé dans les arts

Acide Hydrofluosilicique et Bases.

On forme l'hydrofluosilicate fluorure de silicium $3(HFl)\,2.SiFl^3$ en faisant arriver l'acide fluorhydrique dans l'eau contenant du fluorure de silicium 2 en mettant ces eaux en contact avec un sel de Potasse, il se forme un fluorure double de Potassium

silicium, $3(Fl\,K)\,2(Si\,Fl^3)^{+HO}$ ou silicofluorure de potasse

le fluorure double de baryum et silicium existe aussi, mais il est long à se former il faut agiter longtemps —

Bromures

Le brome se combine aux métaux terreux pour former des bromures qui sont isomorphes ~~aux~~ avec les chlorures et les fluorures

quand on fait réagir l'acide sulfurique monohydraté sur un bromure, on obtient une combinaison de l'acide avec la base ~~et~~ bromure et le brome s'unissant à l'hydrogène se dégage à l'état d'acide bromhydrique et l'acide sulfureux

$2(SO^3, HO) + Br\,na = SO^3NaO + BrH + SO^2 + HO$ —

l'acide sulfureux se dégage parce que un des deux équivalents d'acide sulfurique s'est décomposé.

quand on a une petite quantité de bromure on peut le dissoudre et mettre cette dissolution en contact avec un peu de chlore, qui ~~déplace~~ décomposant le bromure déplace le brome alors la liqueur se colore.

cette dissolution traitée par l'éther, ~~le corps~~ liquide dissout le brome et c'est un procédé pour isoler ce corps —

Iodures

Les iodures sont isomorphes avec les sels précédents, leur cristallisation est aussi cubique, ils sont moins stables que les sels précédens une solution d'iodure est décomposée par le brome ou le chlore en abandonnant un dépôt d'iode $IK + Cl = ClK + I$

Il ne faut pas dans cette opération ~~idée~~ mettre le Chlore en excès, parceque ~~on~~ on pourrait former un Chlorure d'Iode. C'est ce qui explique la disparition de couleur dans un Iodure auquel on a ajouté un excès de Chlore.

Ce procédé est très utile c'est un très intéressant de reconnaître dans des eaux mères par exemple une très petite quantité d'Iodure. Tout dans l'Iode qui ~~est~~ ~~mis~~ ~~par~~ liberté peut [être] révélé par l'action de ce corps sur l'amidon qui prend une couleur bleue au contact de l'Iode ~~bleu~~

Les sels de l'argent et les Iodures sont réciproquement des bons réactifs les uns des autres on obtient par leur mélange une coloration brune très intense.

L'acide Hydriodique forme avec l'ammoniaque un hydriodate d'ammoniaque qui est ...

Iodure de Potassium

L'Iodure de Potassium a été trouvé dans certaines sources, et principalement il existe en grande quantité dans l'eau mère des soudes de varech.

On le produit dans les laboratoires par l'action directe de l'Iode sur la Potasse, on obtient un iodate de potasse, que l'on décompose par la calcination avec du charbon

$6I + 6KO = 5IK + IO^5KO . IO^5KO + C^3 = CO^6 + IK.$

L'Iodure de Potassium est blanc, fusible au dessus du rouge, volatil, en partie; inaltérable à l'air sec, mais déliquescent à l'air humide

Sa dissolution est légèrement alcaline

Il cristallise en cubes et ses cristaux quoiqu'étant anhydres, contiennent de l'eau interposée, aussi ~~[illegible]~~ decrepitent ils sur le feu.

L'iodure de potassium est assez soluble dans l'eau. 100 parties d'eau à 100° dissolvent 100 parties d'iodure de potassium. Il est aussi soluble dans l'alcool, mais cependant il est moins soluble que dans l'eau.

L'iode peut parfaitement se dissoudre dans l'iodure de potassium mais on ne sait s'il dans cette reaction il se produit une combinaison entre le sel et le metalloïde.

Iodure de Sodium

Ce sel a la plus grande analogie avec le sel precedent. comme lui cristallise dans les eaux mères des cendres de varech.

Il est employé en grande partie pour l'extraction de l'iode. pour cela on le decompose par l'acide sulfurique

$SO^3, HO + I Na = SO^3 NaO + I + H$

Sulfures

Le Soufre peut se combiner avec les metaux en plusieurs proportions. On trouve dans la nature un grand nombre de sulfures naturels et en chimie on en prépare aussi un grand nombre par la combinaison directe du soufre avec le metal. cette combinaison a lieu quelque fois avec un dégagement de chaleur et de Lumière.

L'equivalent du soufre dans les sulfures correspond toujours à l'equivalent d'oxygène

de l'oxyde du métal sulfuré.
Ainsi de même qu'il existe deux oxydes de fer il existe aussi deux sulfures de fer ayant une proportion de soufre correspondante à la proportion d'oxygène dans les oxydes.
Le protoxyde de fer FeO. contient 1 equivalent d'oxygène pour un equivalent de fer, et le sulfure de fer contient aussi un equivalent de soufre pour un equivalent de fer. $FeO = FeS$.
1 equivalent d'oxygène pèse 100 et 1 equivalent de soufre pèse 200.. dans le persulfure de fer on retrouve aussi les mêmes proportions que dans le peroxide. $Fe^2O^3 = Fe^2S^3$.
ainsi dans les sulfures de fer 100 d'oxygène sont remplacés par 200 de soufre.
les combinaisons du soufre avec les métaux sont beaucoup plus variées que les combinaisons d'oxygène avec les mêmes métaux.
On ne connaît que trois combinaisons du potassium avec l'oxygène. et on connaît cinq combinaisons du soufre avec le potassium. trois ~~proportion~~ combinaisons de fer et oxygène et six combinaisons de soufre et fer.
Quand on fait passer un courant d'Hydrogène sulfuré à travers une base dissoute dans l'eau il y a production d'eau sulfure et d'eau
$KO, HO + SH = 2(HO) + SK$.
la même réaction a lieu quand on agit sur des bases carbonatées.
$CO^2 KO, HO + SH = 2(HO) + CO^2 + SK$
on forme aussi les sulfures par la décomposition des sulfates à l'aide de la chaleur.

et en enlevant l'oxygène au moyen d'un autre corps avec lequel on combine ce gaz.
ainsi en chauffant très fortement le Sulfate de chaux avec 4 equivalents de Carbone ou en faisant passer dessus 4 equivalents d'Hydrogène on decompose le sulfate en donnant naissance soit a 4 equivalents d'eau soit a 4 equivalents d'oxide de Carbone

$$SO^3 CaO + \frac{4 C}{4 H} \text{ ou } = \frac{4 CO}{4 HO} \text{ ou } + S Ca$$

On forme aussi les Sulfures soit en traitant les dissolutions metalliques par l'Hydrogène sulfuré — $SO^3 CuO + S.H = SO^3 HO + Cu S$.
ou bien encore en traitant une dissolution metallique par un sulfure alcalin —

$$SO^3 CuO + S K, HO = SO^3 KO, HO + Cu S.$$

Parmi les Sulfures il faut distinguer trois grandes divisions de ces composés
Les monosulfures qui sont formés par la combinaison de 1 equivalent de soufre avec un equivalent de métal (SK, SNa, SFe.) le monosulfure de Potassium Sodium de Fer —
Les Polysulfures qui resultent de la combinaison de plusieurs equivalents de soufre pour un equivalent de métal. ainsi le polysulfure de Potassium qui contient jusqu'à 5 equivalents de soufre. KS^2, KS^3, KS^4, KS^5.
Les Monosulfures peuvent se combiner avec l'Hydrogène sulfuré pour former des Hydrosulfates de Sulfures combinaisons

qui ont été étudiés et décrits par MM. Gay-Lussac et Thénard.

On peut produire les monosulfures en chauffant ensemble un mélange à parties égales, de soufre et de métal. On peut même les produire par d'autres méthodes, ainsi par la décomposition d'un sulfate au moyen de l'hydrogène. On les prépare aussi très bien par la voie humide en faisant passer un courant de gaz hydrogène sulfuré à travers une solution de protoxyde alcalin — par exemple, faisons passer un courant d'hydrogène sulfuré à travers une solution de potasse ~~comprise~~ dans l'appareil de Woolf. Une partie ~~d'hydr~~ d'hydrogène sulfuré réagit sur une partie de potasse et forme de l'eau et un sulfure de potassium $KO, HO + SH = KS + 2(HO)$.

Mais comme il y a toujours un excès d'hydrogène sulfuré, il y a alors formation d'un hydrosulfate de sulfure.

On peut facilement reproduire un monosulfure après avoir formé un hydrosulfate de sulfure. On prend une quantité déterminée de potasse ~~on la~~ divise cette quantité en deux portions ~~portions~~ et sur une de ces portions on fait réagir ~~l'hy~~ ~~l'hydrogène~~ sulfuré. On forme ainsi le ~~sulf~~ sulfhydrate ~~de~~ de sulfure, et sur celui ainsi formé on fait réagir la portion de potasse qu'on avait réservé et alors on reforme le monosulfure.

Les monosulfures sont des sels qui sous l'influence des acides, laissent dégager de l'hydrogène sulfuré — ce gaz gazeux se dégage

avec une vive effervescence et sans laisser de dépôt de soufre, ainsi faisant réagir de l'acide sulfurique sur le monosulfure de potassium, on forme un sulfate de potasse et l'hydrogène sulfuré se dégage sans laisser de dépôt de soufre. $SK + SO^3, HO = SO^3KO + HS$.

Les monosulfures sont altérables à l'air, ils deviennent rouges, une liqueur contenant un monosulfure en dissolution devient rouge au bout de quelques jours ou quelques mois; et le monosulfure est transformé en hyposulfite.

L'acide carbonique de l'air agit sur la solution sulfure métallique — le métal oxidé aux dépens de l'oxygène de l'air se combine avec l'acide carbonique, et forme un carbonate. il y a alors un excès de soufre et formation d'un polysulfure par la combinaison de cet excès de soufre avec le sulfure qui n'a pas été attaqué. Ce polysulfure attaqué à son tour par l'oxygène de l'air se change en hyposulfite aux dépens de l'oxygène de l'air.

$2KS + CO^2 + O + HO = CO^2KO + KS^2HO.$

$KS^2, HO + O^3 = S^2O^2KO, HO$ —

Tous les Polysulfures sont colorés et donnent un dépôt de soufre avec dégagement d'hydrogène sulfuré quand on les traite par un acide.

Les Hydrosulfates de Sulfures résultent de l'action d'un excès d'hydrogène sulfuré

sur une base soluble dans l'eau et dissoute.
MM Gay-Lussac et Thenard préparent aussi le sulphydrate de sulfure métallique en chauffant le métal dans une cloche courbe et dans l'hydrogène sulfuré.
chauffant une partie de potassium dans 2 parties d'hydrogène sulfuré, ils obtenaient une partie de sulphydrate de sulfure, et ils avaient un dégagement d'hydrogène — ils concluent de là que le potassium était mauvais à employer pour analyser l'hydrogène sulfuré.
$2SH + K = SH,KS + H$. — il est même inutile de chauffer car la combinaison se fait même à la température ordinaire.
Pour distinguer un hydrosulfate de sulfure par un procédé simple on obtient en le traitant par un acide un dégagement de deux équivalents d'hydrogène sulfuré au lieu d'un seul équivalent.
En traitant un sulphydrate de sulfure par un oxide métallique, l'oxide de cuivre, ou l'oxide de manganèse, on obtient une combinaison du métal avec le soufre du sulfure, formation d'eau aux dépens de l'oxygène du corps décomposant et au dégagement d'hydrogène sulfuré. ainsi en traitant par l'oxide de cuivre, le sulphydrate de sulfure de potassium on obtient du sulfure de potasse du sulfure de cuivre et un dégagement d'hydrogène sulfuré. $SH,SK + CuO = SCu + KO + SH$.
Des Polysulfures ou sulfures sulfurés.
Se produisent en faisant chauffer un monosulfure avec du soufre on obtient.

alors une liqueur dont la coloration varie du jaune au rouge foncé quand on traite ces polysulfures par un acide on a un dégagement d'hydrogène sulfuré avec dépôt de soufre.

3 Juin 36e leçon.

quelquefois un polysulfure traité par un acide ne laisse pas déposer de soufre mais ce corps se combine avec un équivalent d'hydrogène sulfuré de manière à former un bisulfure d'hydrogène S^2H analogue au bioxyde d'hydrogène HO^2 mais ce composé n'a pas encore pu être obtenu en proportions définies.

Les sulfures se desolvent les uns dans les autres de manière à former des composés que Berzelius nomme __sulfosels__ et dans lesquels un sulfure joue le rôle d'acide et l'autre sulfure joue le rôle de base ainsi le sulfure de carbone joue vis à vis des autres sulfures le rôle d'un acide —

Sulphydrate d'Ammoniaque

On peut obtenir le sulphydrate d'ammoniaque en combinant directement deux volumes de gaz ammoniac et un volume d'hydrogène sulfuré — on a 3 volumes de mélange gazeux représentés 2 volumes pour l'hydrogène sulfuré (HS) et 4 volumes pour l'ammoniac (AzH^3). mais il est assez difficile d'obtenir une combinaison exacte dans ces rapports parcequ'il y a toujours un excès de gaz qui n'est pas absorbé, aussi dans la préparation

de ce composé ssit mieux d'agir toujours par la voie humide.
Pour cela il faut prendre deux parties d'ammoniaque liquide, en traiter une partie par l'hydrogène sulfuré, et ainsi on forme un sulphydrate de sulfure d'ammoniaque, alors on met ce corps en contact avec la seconde partie d'ammoniaque et on forme aussi le sulphydrate d'ammoniaque $2(HS\ AzH^3)$
on peut former un bisulphydrate d'ammoniaque en faisant arriver dans l'ammoniaque un courant d'hydrogène sulfuré
quand on fait arriver dans un ballon placé dans un mélange réfrigérant, d'un côté de l'hydrogène sulfuré sec et de l'autre de l'ammoniaque on obtient au bout de quelque temps des cristaux blancs et tout à fait incolores — ces cristaux sont le sulphydrate d'ammoniaque cristallisé en belles lames minces, transparentes et qui jaunissent très rapidement à l'air
Ce sulphydrate d'ammoniaque est très souvent employé dans les analyses pour précipiter les métaux
Par le moyen de sulphydrate d'ammoniaque, on est arrivé à classer les solutions métalliques en 4 groupes
1° les métaux qui ne précipitent pas par le sulphydrate d'ammoniaque — ce sont les métaux alcalins et alcalino-terreux.
2° les précipitables par le sulphydrate d'ammoniaque et donne un précipité d'oxide métallique et non un précipité du métal — les sels de chrome et d'alumine

3° Sels qui avec le sulfhydrate d'ammoniaque donnent un précipité de sulfure métallique qui est insoluble dans un excès de réactif. Tels sont les sels de fer, zinc, cobalt, nickel, manganèse.

4° les métaux qui peuvent être précipités par le sulfhydrate d'ammoniaque et dont le précipité est soluble dans un excès de réactif.

l'ammoniaque peut se combiner avec plusieurs équivalents de soufre et former des bisulfures trisulfures.

Sulfure de Potassium

On connait plusieurs sulfures de Potassium.
Le Monosulfure de Potassium peut se préparer par la voie humide ou bien encore par la voie sèche, en traitant un sulfate de Potasse par du charbon en excès, on forme de l'acide carbonique et du sulfure de Potassium. quand on fait cette réaction dans un creuset de grès, comme il faut calciner fortement on combine une partie de la Potasse avec la silice siliceuse qui entre dans la composition du creuset, et on forme alors un Polysulfure de Potassium.
Calcinons 2 parties de sulfate de Potasse avec 1 partie de noir de fumée dans une cornue de grès, ~~jusqu'à ce que~~ jusqu'à ce qu'il n'y ait plus de dégagement de gaz, on a une continuité ou bien de fusion, quand on laisse ce sulfure de Potassium très divisé se répandir à l'abri du contact de l'air, on a un corps qui possède la propriété d'être pyrophorique c'est lui qui constitue le Pyrophore de Gay Lussac et pour que ce corps

sont très pyrophoriques quel mélange de sulfate de Potasse et de noir de fumée sont très intime

Le monosulfure de Potassium est soluble dans l'eau il a une saveur et une réaction alcaline il est parfaitement altérable à l'air car il absorbe l'oxygène et il se transforme en hyposulfite. les acides le décomposent et alors il se dégage un équivalent d'Hydrogène sulfuré.

mr Berzelius a obtenu 7 combinaisons de soufre et de potassium

$KS, KS^2, KS^3, K^2S^7, KS^4, K^2S^9, KS^5$

le Sulfure de Potassium à cinq équivalents de soufre est ce qu'on appelle le foie de soufre on l'obtient en calcinant du carbonate de Potasse avec du soufre en excès, il faut dans cette préparation employer 100 parties de Carbonate de Potasse pour 96 parties de soufre. on forme alors un Pentasulfure de Potassium

Si on faisait bouillir dans un ballon un mélange de soufre et de Carbonate de Potasse on n'obtiendrait pas de Pentasulfure mais un hyposulfite de Potasse parce que la température ne serait pas assez élevée —

Sulfure de Baryum

On peut obtenir le Sulfure de Baryum en faisant réagir l'Hydrogène sulfuré sur la Baryte — Pour le préparer économiquement on transforme en Sulfure de Baryum le Sulfate de Baryte qui est très abondant dans la nature, en le faisant fortement chauffer en contact avec du charbon traité par l'acide azotique

le sulfure de Baryum donne du nitrate de Baryte et dégage de l'Hydrogène sulfuré. Le sulfure de Baryum est soluble dans l'eau il cristallise en beaux cristaux brillants, qui se combinent avec l'eau
on connait un Bisulfure de Baryum
quand on expose à l'air le sulfure de Baryum il est phosphorescent.
on obtient un sulfure de Baryum phosphorescent, en calcinant le sulfate de Baryte avec la gomme adragante

Sulfure de Strontium.

le sulfure de strontium se prépare en transformant le sulfate de strontiane en sulfure au moyen de la calcination avec le charbon. Il a la plus grande analogie avec le sulfure de Baryum.

Sulfure de Calcium

on obtient le sulfure de Calcium en calcinant de la chaux avec du soufre. ou bien en faisant arriver un courant d'hydrogène sulfuré dans la chaux calcinée, on le prépare aussi en calcinant le sulfate de chaux avec du charbon. Mr Pelouze a proposé comme procédé de préparation de ce sulfure, la calcination du plâtre avec du charbon, il forme ainsi un sulfure de Calcium qui est décomposable par les acides faibles quand on le conserve dans des gazomètres et l'hydrogène sulfuré en se combinant avec trois équivalents d'oxygène, forme de l'eau et de l'acide sulfureux, qui dans la chambre de Plomb peut passer à l'état d'acide sulfurique.

$HS + O^3 = HO + SO^2$ —

Le sulfure de Calcium est blanc peu soluble

dans l'eau phosphorescents; malgré son peu de solubilité dans l'eau il peut cependant s'y dissoudre quand on le fait bouillir avec du soufre, il se colore fortement. c'est cette dissolution qui est employée pour former le bisulfure d'hydrogène en versant dans l'acide chlorhydrique de manière à conserver toujours une liqueur fortement acide.
Les polysulfures de calcium ont les mêmes réactions.

Cyanures

on peut produire les cyanures métalliques par ~~l'action~~ la combinaison directe du cyanogène avec les métaux — mais on les prépare le plus ordinairement en faisant réagir l'acide cyanhydrique sur les oxides métalliques on obtient le cyanure métallique et de l'eau — on les prépare aussi par double décomposition.
Le meilleur procédé de préparation du cyanure de potassium est de décomposer par la calcination, le cyanoferrure de potassium.
Les cyanures existent ordinairement à une température élevée, ils sont indécomposables quand on les chauffe à l'abri du contact de l'air. mais au contact de l'air, surtout de l'air humide ils sont facilement décomposés.
quand on décompose un cyanure on obtient presque toujours naissance d'acide cyanhydrique.
quelquefois l'eau intervient dans la réaction alors il se forme un nouvel acide. ainsi quand on fait réagir sur le cyanure de mercure l'acide acétique et quatre équivalents d'eau, on donne naissance à un acétate de mercure et à de l'acide formique $CyHg+\bar{A}+4HO=C_2HO_3+\bar{A}\,HgO+H$.
quand on fait bouillir un cyanure il y a un dégagement d'ammoniaque

Les oxides métalliques réduisent les cyanures ainsi quand on chauffe le cyanure de mercure avec l'oxide de cuivre on obtient le mercure et le cuivre libre et on constate un dégagement d'azote et d'acide carbonique. $C^2Az\,Hg + 4(CuO) = C^2O^4 + Az + Hg + Cu$

Tous les cyanures alcalins ont la même réaction que leurs bases — tous sont très vénéneux, leur composition correspond en général aux chlorures et leurs combinaisons se font comme celles des oxides.

L'Hydrocyanate d'ammoniaque peut se former par la combinaison directe du cyanogène avec l'ammoniaque ou bien en faisant passer un courant d'ammoniaque sur du charbon chauffé au rouge. Ce corps a été peu examiné et possède les mêmes propriétés que l'acide cyanhydrique.

Le Cyanure de Potassium correspond aux chlorures et iodures de même métal, il se produit par la combinaison directe du cyanogène avec le potassium, et surtout en fondant fortement et chauffant le cyanoferrure de potassium. $(2(CyK)\,CyFe)$ dans une cornue de grès, on reconnaît que l'opération est terminée quand il n'y a plus de dégagement de gaz. Le cyanure de potassium est un corps blanc quelquefois mélangé de charbon. Le cyanure est soluble dans l'alcool, quand on a évaporé cette dissolution on obtient un corps blanc, transparent ayant une cristallisation cubique et inodore, âcre, caustique, analogue à celle de l'acide cyanhydrique, il peut se conserver sans altération quand il est dans un air sec mais à l'air humide il laisse dégager une odeur d'acide cyanhydrique, sa réaction est très alcaline; il est décomposé par l'ébullition

métaux forment ferrocyanure de potasse

<u>Cyanures et métaux terreux et alcalino terreux</u>

Les cyanures peuvent se combiner entre eux ainsi le cyanure de potassium dissout presque tous les cyanures métalliques pour donner naissance à des <u>Cyanosels.</u> Quand un cyanure de fer dissous dans cyanure alcalin, il forme alors un <u>Cyanoferrure</u> on connait deux cyanures de fer le protocyanure et le sesquicyanure de fer. CyFe et Cy^3Fe^2 correspondant aux protoxydes et sesquioxydes de fer. FeO et Fe^2O^3. Les cyanoferrures ne peuvent être considérés comme des Cyanosels, car ils n'ont aucune des propriétés des cyanures, ils sont neutres, et non vénéneux. Si on les traite par un acide ils ne donnent pas lieu à un dégagement d'acide Cyanhydrique et font une longue ébullition. Mr Gay Lussac et d'autres chimistes avaient, ont admis que ces cyanoferrures contenaient un radical particulier qu'ils appelèrent <u>Cyanofer</u> ($FeCy^3$) qui peut se combiner avec deux équivalents de Potassium pour former le cyanoferrure de potassium Cy^3FeK^2. Ils ont admis la combinaison de ce cyanofer avec 2 équivalents d'hydrogène $Cy^3Fe, 2HO$ laquelle l'eau ~~hydrogène~~ est remplacée par chacun des métaux qui entrent en combinaison avec le cyanofer. ainsi le cyanoferrure de plomb. Cy^3FePb^2, on connait outre le cyanoferrure de plomb, des cyanoferrures d'étain, d'antimoine, de zinc, bismuth, toutes ces combinaisons sont insolubles et ont aussi des colorations variées.

Le <u>Ferricyanure</u> (Cy^3Fe^2) peut aussi se combiner avec le cyanure de potassium et former un

Ferrocyanure de Potassium $Fe^a Cy^3, 2(CyK)$ aussi appelé sel de gmelin le corps représente aucun des caractères des Cyanures, est en combinaison avec un radical hypothétique qui est (Cy^6Fe^2) ou Ferricyanogène qui peut se combiner avec 3 equivalents d'Eau qui sont remplacés equivalents pour equivalent par les metaux qui entrent en combinaison avec le ferricyanogène — $(3(Cy^6Fe^2, 3\,metaux)$ —

8 Juin 37e leçon.

Des Sels proprements dits

Combinaison des Bases avec les Oxacides

Azotates ou Nitrates

Il est facile de préparer des azotates neutres dans ces sels, le rapport de l'oxygene de l'acide à l'oxygène de la base est comme 5 est à 1. (Az O⁵ KO). Il est difficile de produire des azotates acides; mais on prépare très facilement des azotates basiques. Ainsi on prépare un nitrate de plomb basique en faisant bouillir le nitrate de plomb avec le plomb en excès.

quand on chauffe un nitrate a une assez forte temperature on le decompose facilement et cette operation est même un procédé facile et simple de préparation des oxides métalliques. quand on chauffe fortement le nitrate de baryte on obtient la baryte ou oxide de baryum ... .

pendant cette calcination il se dégage de l'acide hypoazotique et de l'oxigène il faut pour cette operation employer une cornue meme d'un col assez long. pour obtenir un dégagement complet des gaz. Quelquefois au lieu d'obtenir un protoxide

310

metallique on obtient un bioxide; parceque l'oxigene a l'état naissant est absorbé par le protoxide de plomb au moment de sa formation en tout autre oxide qui se forme par la réduction de son nitrate. — on remarque cette deroxidation dans la calcination du nitrate de baryte, on obtient un peroxide de baryum.
quand l'oxide metallique est lui même réductible par la chaleur on peut obtenir le métal réduit. ainsi l'argent s'obtient toujours à l'état metallique par la calcination de son nitrate.
Quand on calcine le nitrate de baryte, l'acide nitrique perd 2 proportions d'oxigène et se transforme en acide nitreux, on obtient alors du nitrite de baryte.
on reconnait la présence de cet acide nitreux en décomposant le sel par un acide plus fort, et a froid, on obtient alors des vapeurs rutilantes d'acide nitreux au lieu des vapeurs blanches que donnerait l'acide nitrique.
Quand on calcine le nitrate d'ammoniaque on donne lieu à la formation du protoxide d'azote, tel est même son procédé de préparation pour l'obtenir à l'état de pureté.
Un nitrate traité par des corps combustibles, décompose ces corps combustibles et donne naissance a des dégagements de gaz.
Les nitrates fusent sur les charbons ardents en donnant de l'oxigène qui active la combustion de cette matière.

un azotate calciné avec un métal, se décompose et son oxigène se combinant avec le métal l'oxide.

tous les acides plus forts que l'acide azotique décomposent les sels que forme cet acide. La silice qui est un acide plus stable que l'acide azotique décompose aussi les azotates. un procédé de séparation de l'acide azotique est la calcination du nitrate de potasse avec acide. $AzO^5KO + SiO^3 = SiO^3KO + AzO^5$ —

quand on traite un azotate par l'acide chlorhydrique, l'azotate est décomposé, et l'acide azotique qui se dégage, se trouvant en contact avec acide chlorhydrique à l'état naissant, est décomposé en acide hypoazotique et en oxigène qui s'unit à l'hydrogène de l'acide chlorhydrique pour former de l'eau et le chlore se dégage.

$AzO^5KO + (ClH)^2 = HO + ClK + HO + AzO^4 + Cl$ —

le chlore s'unit à l'acide hypoazotique pour former l'eau régale.

on peut facilement reconnaître une petite quantité d'azotate.

tous ces sels sont solubles, un azotate posé sur les charbons ardents, quand on le met dans un petit tube et donne des vapeurs blanches traité par l'acide sulfurique, et si on ajoute un métal qui décompose l'acide azotique il y a dégagement de vapeurs rutilantes.

L'acide azotique libre, a la propriété de décomposer à froid la dissolution d'indigo qui de bleu passe au jaune en présence de l'acide sulfurique et du sulfate de fer. on a une matière colorante jaune qui se forme dans cette dissolution d'indigo

Azotate d'Ammoniaque

on dépose l'azotate d'ammoniaque, en faisant réagir l'acide azotique sur l'ammoniaque on obtient un sel ainsi formé $AzO^5 AzH^3, HO$ quand on chauffe cette à la température de +110° à +130° il se décompose et se transforme en Eau et en protoxide d'azote.

$AzO^5 AzH^3, HO = Az^2O^2 = 4HO$ —

M. Maloupe a fait sur ce sel des observations intéressantes, ainsi quand on le traite par l'acide sulfurique, il n'y a pas de dégagement de vapeurs blanches, dues à la décomposition de ce sel et au dégagement d'acide azotique, mais, cet acide sulfurique s'empare des quatre équivalents d'Eau de l'azotate d'ammoniaque et il se dégage du protoxide d'azote.

$SO^3 + AzO^5, AzH^3, HO = SO^3, 4HO + Az^2O^2$ — et faut élever un peu la température, mais cependant ne pas trop chauffer, car il pourrait y avoir formation d'ammoniaque et de bioxide d'azote et alors explosion —

Azotate de Potasse

l'azotate de potasse, aussi appelé nitre, salpêtre, est blanc, quand il a été purifié, il a une saveur fraîche, un peu piquante qui plus tard devient amère. Sa densité est = 1,932. Il cristallise très facilement, car pour obtenir des cristaux de ce sel il suffit de laisser refroidir une solution saturée —

ces cristaux sont des prismes à six pans terminés par des pyramides hexaèdres — ils contiennent quelquefois de l'eau interposée. Le nitrate de potasse est très. En un de ces légèrement déliquescent est fusible à +350° quand il est pur, et prend le nom de

cristal minéral quand on dépasse ce degré de température il se décompose en azotite de potasse et en peroxide de potassium et potasse —
le sel est très soluble dans l'eau et sa solubilité augmente avec la température.

à + 0°: 100 parties d'eau dissolvent: 16,32 Azotate de Potasse
à + 50°: 100 — — — 85 — — —
à + 80°: 100 — — — 170,86 —
à + 100°: 100 — — — 246,15 —

il est insoluble dans l'alcool conséquemment précipité de ses solutions au moyen de l'alcool.
le charbon décompose le nitre et la quantité et la nature des gaz qui se produisent, varient suivant les proportions de charbon qui sont employées —

$AzO^5KO + C = CO^2KO + Az + O^3$ — une proportion de charbon calciné avec une de nitre donne lieu à la formation de 4 volumes de gaz; un volume d'azote et 3 volumes d'oxigène — et il se forme du carbonate de potasse —

$AzO^5KO + 2C = CO^2KO + Az + CO^2 + O$ — Deux proportions de charbon et une de nitre, donnent lieu à la production de cinq volumes de gaz; un d'azote 1 d'oxigène et 2 d'oxigène avec l'acide carbonique + 1 de vapeur de carbone plus du carbonate de potasse.

$AzO^5KO + 4C = CO^2KO + Az + 3CO^2$ quatre proportions de charbon et une de nitre donnent par la calcination 7 volumes de gaz; un volume d'azote et 3 volumes d'acide carbonique qui contiennent 3 volumes d'oxigène et 3 de vapeur de carbone. Il y a toujours formation de Carbonate de potasse —

314

Le soufre seul n'agit pas sur l'azotate de potasse, mais si on ajoute du charbon, le sel est réduit, et il y a formation d'un sulfure. Le soufre seul chauffé avec le nitrate de potasse donne lieu à la formation d'un sulfate de potasse et à un dégagement d'acide sulfureux et azote. $AzO^5KO + 2S = SO^3KO + SO^2 + Az$ —

Certains corps peuvent décomposer avec violence le nitrate de potasse, en faisant un mélange de nitre de soufre et de sciure de bois. On obtient le mélange fondant de Baumé qui peut fondre les métaux —

Le nitre s'obtient par différents moyens. On le produit artificiellement, on lessive on le retire des matériaux salpêtrés qui contiennent un grand excès de plâtre, de carbonate de chaux, et des sels solubles, tels que nitrates de potasse, de chaux, de magnésie —

On décompose le nitrate de chaux par le carbonate de potasse, et de même le carbonate de magnésie par le nitrate de chaux.

$AzO^5CaO + CO^2KO = CO^2CaO + AzO^5KO$ —

On pourrait aussi décomposer très bien le nitrate de chaux au moyen du sulfate de potasse transformé le sel de magnésie ou de chaux en décomposant celui par de la chaux et il y a précipitation de la magnésie à l'état d'oxyde.

Puis quand on a fait toutes les précipitations on peut évaporer les sels dissous, comme ces dépôts de boues qui contiennent des sels peu solubles ou insolubles tels que le carbonate de chaux, etc. de soude mais le sel marin se dépose avant le nitre.

Le nitre obtenu de cette façon, n'est pas pur, et dans le commerce il faut alors purifier pour cela

on le dissout dans l'eau et on le clarifie au moyen de colle, comme pour les vins, ou mieux souvent le mélange de colle et de solution d'urine, puis on filtre alors le nitre est séparé des matières organiques qu'il contenait, puis pour le séparer des sels étrangers qu'il pourrait encore contenir, on verse sur la solution une solution de [illegible] de [illegible] qui dissout ces sels étrangers.
une dernière cristallisation le donne chimiquement pur.

On trouve encore le salpêtre formé à la surface des vieux murs, et sur cette formation il existe plusieurs théories.

On explique la présence de la potasse, dans les vieux murs, par la présence de corps dans les mortiers silicieux et les roches qui y sont employées dans la construction. mais l'acide azotique ne se forme pas directement ainsi Cavendish explique tout la formation de cet acide au moyen de l'électricité.
dans ces derniers temps M. Liebig a proposé une nouvelle théorie.
d'après M. Coulmann quand on fait passer un courant d'ammoniaque sur de la mousse de platine chauffé à +18° il y a formation de 3 parties d'eau et de 1 acide azotique.
La pierre ponce dans certains cas agit comme la mousse de platine.
Théorie de Saussure on remarque que la matière organique en décomposition déterminait la formation de l'eau et d'acide nitrique.
M. Liebig réunissant ces explications en fait la base de sa théorie qui est celle-ci -

316. le salpêtre se forme naturellement sur les murs exposés aux émanations animales, ainsi, les matières fermentescibles, albumineuses se comportent comme sur la surface de plâtre, l'acide azotique prend naissance par la décomposition de l'ammoniaque des … et cet acide décomposant les carbonates de potasse et de magnésie forme les azotates.

7 Juin. 38e leçon.

de la Poudre

Le principal usage de l'azotate de potasse est son emploi dans la composition de la poudre

On a fait bien des essais pour varier la composition de la poudre mais on a été obligé de revenir constamment à la même composition elle est ainsi:

	nitre	charbon	soufre
Poudre de guerre	75	12,5	12,5
Poudre de chasse (poudre anglaise)	78	12	10
Poudre de mine	65	15	20

Théorie de la détonation de la poudre.
quand on met dans un creuset un mélange de soufre et de nitre, à … il y a une combustion vive, et production de sulfate de potasse et acide carbonique
quand on mélange le nitre et le charbon dans l'… composition il y a formation d'acide carbonique avec … de carbone
quand la poudre brûle il y a production de chaleur et formation de gaz et de produits fixes, mr Gay Lussac a fait … la composition de la poudre … analyse … les produits de la combustion, et pour 100 parties de gaz

provenants de la combustion de la poudre du chêne, et il [illegible] aussi composés

  53 parties d'acide carbonique
  5 — — oxide de carbone
  42 — — azote

un litre de poudre peut par la combustion ~~produire~~ 450 litres de gaz à 0° mais la température s'élève de 12 à 1500 degrés, et alors le mélange gazeux occupe mille fois plus de volume que l'air — il est rare que la poudre soit entièrement décomposée et il y a toujours une portion qui est projetée au dehors —
quand la poudre est placée dans un canon long elle est entièrement décomposée, dans quelques cas il se produit peu d'oxide de carbone et en même temps dans la combustion on trouve du sulfure de potassium.
une bonne poudre de guerre en brûlant laisse pour produit de combustion sur 100 parties 1 sulfure de potassium, 1 azote et 6 acide carbonique.
Les conditions pour qu'une poudre soit bonne est qu'elle s'enflamme rapidement.
Certains mélanges de poudre s'enflamment très rapidement quelquefois même par le frottement. cette poudre a reçu le nom de Poudre brisante son effet se fait sentir sur l'arme —
Il faut que le mélange des substances soit bien intime pour que la poudre soit bien faite et il faut aussi que les produits soient bien purs
quand une poudre est humide le plus souvent c'est parce qu'elle contient des sels déliquescents qui dissolvent une partie du nitrate de potasse et alors la proportion de ce sel diminuant la poudre n'est plus bonne

Il ne faut pas employer de fleur de soufre mais on prend le soufre en canons, on le concasse et on le réduit en poudre mécaniquement.
La qualité du charbon dépend aussi beaucoup de son état physique — le charbon qui a été très lentement formé est très inflammable — on emploie du charbon qui a été distillé dans des vases fermés et à une température de 300° on le distille dans des cylindres de fonte jusqu'à ce qu'il ait acquis une couleur rousse. Ce charbon peu employé ainsi, n'est pas du charbon proprement dit, mais du bois qui a été rendu friable par une certaine carbonisation. Il faut pour faire ce charbon employer un bois léger, le fusain est le bois le plus généralement employé —
Dans certaines fabrications de poudre, on pulvérise séparément les substances pour les réduire en poudre impalpable puis après avoir mélangé les trois substances, on fait subir à cette poudre une pression considérable on la fait même passer au laminoir pour augmenter sa densité et empêcher qu'elle ne soit friable puis on la réduit en grains en la faisant passer dans des cribles ou tamis. puis on la sèche
Pour faire la poudre de guerre on fait un mélange convenable de soufre de charbon et de nitre, puis le tout étant humecté on le pile pendant 12 à 14 heures dans des pilons mortiers de bois. puis on forme des galettes que l'on fait passer au travers des tamis.
La Poudre des frères Champy est une poudre ~~...~~, on l'obtenait aussi en la faisant tourner rapidement dans un tonneau en y ajoutant un peu d'humidité préalablement. cette poudre était très bonne, mais on l'a abandonnée

par laquelle était un peu brisante.
Pour analyser la Poudre il faut d'abord la traiter par l'eau pour en moyen d'obtenir tout le salpêtre qui se dissout. on a besoin de dessecher à l'étuve 5 a 10 grammes de la Poudre à analyser et on apesé le résidu, de cette manière on obtient le chiffre de la séparation du salpêtre le résidu est le charbon et le souffre mélangés.
Pour séparer du souffre, il faut essayer les dissolvants du souffre et former un sulfite par l'ébullition — pour cela il faut faire bouillir le mélange avec un alcali qui par l'ébullition dissolvant le souffre en le dans formant un acide sulfurique et se combinant avec cet acide pour former un sulfate, alors au moyen de la Baryte en séparant de l'acide sulfurique et on le dose — quand on mélange de la Poudre avec du nitre, quand on chauffe on transforme tout le souffre en acide sulfurique au lieu de traiter le souffre par le nitrate de potasse on peut le traiter par le sel marin — pour cela on fait un mélange de 5 grammes de Carbonate de Potasse 5 grammes de nitre 5 grammes de sel marin et 5 grammes de poudre. ensuite ce mélange dans un creuset rouge après avoir calciné ce mélange on le traite par l'eau et on précipite le sulfate par le Chlorure de Baryum
on obtient ainsi le nitre cubique ou nitrate de soude ~~qui est un~~ sel qui cristallise en prismes rhomboïdaux ayant une saveur un peu amère, qui fuse sur les charbons ardents comme le nitrate de Potasse donne lieu à une combustion vive mais un peu moins — c'est ordinairement de cet qu'on essai liquide agit que on l'essaye au suite de la Poudre ...

sel qui est plus abondant que le nitre mais les expériences n'ont pas été favorables parceque il est toujours deliquescent. une élévation de temperature produit un degagement de gaz qui n'est pas dans le même rapport que le gaz provenant de la combustion de la poudre le nitrate de soude est employé pour former le nitrate de potasse. en le faisant bouillir avec le chlorure de potassium, on a pour residu du chlorure de sodium et du nitrate de potasse. $AzO^5NaO + ClK = ClNa + AzO^5KO$.

Nitrates de Baryte et de Strontiane.

on fabrique ces sels pour la préparation de la baryte et de la strontiane

le nitrate de baryte est un sel blanc anhydre qui cristallise en octaèdres

le nitrate de strontiane est un sel blanc qui cristallise en octaèdres mais qui contient de l'eau de cristallisation.

Azotate de Chaux.

l'azotate, ou nitrate de chaux se trouve dans les salpetrières, c'est un sel deliquescent.

Azotate de magnésie

l'azotate de magnésie est un sel qui cristallise qui est soluble dans l'alcool, il a la saveur amère des sels de magnésie, et qui est decomposable par la chaleur

Azotate d'alumine

l'azotate d'alumine se prepare comme les autres azotates il cristallise aussi comme les autres sels. mais il est beaucoup plus facilement decomposable que les autres —

Azotites ou nitrites

Les Azotites se préparent par plusieurs procédés soit en chauffant fortement dans un creuset l'azotate de potasse soit en traitant cet azotate de potasse après par de l'acide sulfurique, il y a décomposition de l'acide azotique et production de vapeurs nitreuses on peut encore former les azotites en faisant bouillir des azotates avec un métal quand on chauffe a calcination l'azotate d'ammoniaque. ce sel se décompose en eau et en azote $AzO^5, AzH^3, HO = 4HO + Az^2$.

Acides du Chlore et Bases

Le chlore en se combinant avec l'oxigène donne lieu a la formation de cinq acides. ces acides se combinent avec les bases pour former des sels.

Chlorates.

Dans les chlorates neutres le rapport de l'oxigène de l'acide avec l'oxigène de la base comme 5 est a 1. ces sels se présentent avec des propriétés très caractéristiques.

L'acide chlorique versé sur du papier bleu le brule en se décomposant. la même instabilité de cet acide se retrouve dans les sels. quand on calcine le chlorate de potasse l'acide et la base sont décomposés et il reste pour résidu du chlorure de potassium $ClO^5KO = ClK + O^6$.

Ces sels sont un bon oxidant des métaux et des métalloïdes.

Si on fait un mélange de chlorate de

Potasse et de charbon on a une combustion très vive quand on élève la température
un mélange de Chlorate de Potasse et de soufre détone fortement par la percussion
un chlorate mêlé à un corps combustible
avec l'acide chlorhydrique, forme une espèce d'Eau régale en donnant lieu à un dégagement de chlore - c'est là le procédé de préparation de l'acide hypochlorique. (ClO^4) —
$ClO^5, KO + 2HCl = ClK + HO + ClO^4 + Cl$
Dans les chlorates les propriétés du chlore ne sont pas apparentes - ils ne précipitent pas par l'azotate d'argent.
On prépare les chlorates en faisant réagir 6 équivalents de chlore sur 6 équivalents de Potasse: $6Cl + 6KO = 5ClK + ClO^5KO$ —
en faisant passer un courant de chlore dans une solution concentrée de Potasse
traités par l'acide sulfurique, les chlorates sont décomposés et il y a formation d'une substance rouge qui est un mélange d'acide chloreux et acide hypochlorique.
quelquefois en décomposant le chlorate de Potasse par la chaleur, la décomposition instantanée du sel donne lieu à de petites explosions —
Pour préparer le Chlorate de Potasse.
on produit le chlorure de Potassium et un chlorate de chaux et on fait réagir les deux sels l'un sur l'autre pour les décomposer mutuellement. $ClK + ClO^5CaO = ClCa + ClO^5KO$.
en masse le chlorate de Potasse est quelquefois un peu rougeâtre;
il est blanc a une saveur fraîche, cristallisé en lames rhomboïdales, mais sa forme cristalline varie suivant la concentration

Si on chauffe le Chlorate de Potasse à +350°
il se décompose en Chlorure de Potassium et en Oxigène — $ClO^5KO = ClK + O^6$.
Mr Serullas examinant l'action de la chaleur sur ce sel remarqua qu'il y avait un moment où la masse entrait en fusion, se solidifiait et pouvait par une ~~nouvelle~~ quantité de chaleur donner l'oxigène. c'est alors que Serullas découvrit l'acide perchlo-rique car cette masse est le perchlorate de Potasse.

La solubilité dans l'eau du Chlorate de Potasse a été déterminée par Mr Gay Lussac. il est peu soluble

100 parties d'eau à 0. dissolvent 3,33 de Chlorate de Potasse
100 ——— +49° ——— 18,96 ———
100 ——— +104° ——— 60 ———

le peu de solubilité de ce sel est mise à propos pour obtenir ce sel par l'avivement de l'acide aussi l'acide chlorique est-il un bon réactif des sels de Potasse

~~Les Chlorates~~ Les Chlorates alcalins s'enflamment en détonant et subitement avec le charbon. on en a fait une poudre qui était quelque fois brisante mais elle a été abandonnée à cause de sa trop prompte et trop forte détonation

L'acide Chlorique ClO^5 peut absorber encore 2 ~~équiv~~ équivalents d'oxigène pour former l'acide Perchlorique ClO^7

Perchlorates

On obtient les perchlorates en traitant directement l'acide perchlorique par des bases
Parmi les sels que forme l'acide perchlorique

unsel aso important, comme pour les Chlorates c'est le Perchlorate de Potasse à cause de son insolubilité mais cependant c'est disparait dans une grande quantité d'Eau
à +15° il faut 65 à 70 parties d'Eau pour dissoudre le Perchlorate de Potasse
le Perchlorate de Soude est un sel deliquescent aussi est-ce un caractère distinctif entre les sels de Potasse et les sels de Soude

l'Insolubilité des Perchlorates de Potasse permet de les isoler en traitant par l'eau le produit de la calcination du Chlorate de Potasse.
un mélange de Chlorate de Potasse et d'acide sulfurique produit l'acide hypochlorique et du Perchlorate de Potasse en élevant un peu la température

$3(ClO^5KO)+2(SO^3)=2(SO^3,KO)+2(ClO^4)+ClO^7KO$ —

le Chlorate de Potasse mêlé au soufre est mis au bout des petites allumettes les enflamme quand on les plonge dans un peu d'acide sulfurique par suite des décompositions que nous venons d'énumérer.

le Phosphore mêlé au Chlorate de Potasse constitue un mélange qui peut s'enflammer par le frottement. tel est le mélange qui constitue les allumettes chimiques

10 Juin - 39e leçon -

Les Perchlorates comme les Chlorates déterminent la combustion des matières organiques mais un perchlorate placé sur du Charbon allumé ne fuse pas avec la même intensité qu'un Chlorate.

un Perchlorate traité par l'acide sulfurique ne se colore pas comme un chlorate qui se colore en rouge

le Perchlorate de Potasse est un peu soluble

d'eau froide, celle de chlorate de soude est au contraire très soluble.

L'acide Chloreux ClO^3 récemment découvert par mr Millon, produit par sa combinaison avec les bases, des sels qui sont ordinairement colorés en jaune, et se décomposant très facilement.

cet acide se produit toutes les fois qu'on met l'acide ~~hypo~~chlorique (ClO^4) en contact avec les bases. 2 proportions d'acide hypochlorique Cl^2O^8 se dédoublent en acide chloreux ClO^3 et acide Chlorique ClO^5. on obtient ainsi des Chlorates, et ~~aussi~~ des Chlorites ces derniers sels sont sans importance.

L'acide Hypochloreux ClO a été étudié par mr Balard, mais mr Gay Lussac a fait un travail très intéressant sur la constitution de l'acide hypochloreux et des hypochlorites. mr Balard avait trouvé que ~~le chlore~~ s'unissait à l'oxigène dans l'acide hypochloreux dans le même rapport que pour l'acide hyposulfureux Cl^2O^2 — S^2O^2. mais mr Gay Lussac a parfaitement démontré que la Composition de l'acide hypochloreux était ClO.

En mettant l'acide hypochloreux de mr Balard (Cl^2O^2) en présence d'une base comme la potasse, en opérant le mélange il y a seulement dégagement d'acide hypochloreux d'autre proportion de (ClO) et en la limite portée (ClO) on obtient un sel neutre alors mr Balard en combinant son acide hypochloreux (Cl^2O^2) obtenait un sel acide. tandis que

mr Gay Lussac obtient réellement une neutre ayant pour formule $ClO\,KO$ —

Hypochlorites

Les Hypochlorites sont des sels peu stables et quand ils sont soumis à l'influence de la chaleur il y a un dégagement d'un gaz qui est un mélange de chlore et d'oxigène quand on fait bouillir la dissolution d'un hypochlorite, une partie de l'oxigène reste combinée au chlore pour former des chlorates.

L'action de la Lumière décompose les hypochlorites —

quand on fait réagir un acide sur des hypochlorites seuls, il y a ~~commen~~ d'action quand on n'élève pas la température mais si un hypochlorite est mélangé avec un chlorure l'action des acides dégage tout le chlore du l'hypochlorite et du chlorure

$(Cl\,O, KO + Cl\,K) + 2(SO^3) = 2(SO^3\,KO) + 2\,Cl$ —

mr Gay Lussac a examiné l'action du chlore sur un hypochlorite en faisant passer du chlore à travers la dissolution d'un hypochlorite il y a décomposition de sel et formation d'un chlorate.

quand on fait arriver un courant de chlore dans une solution de potasse, le premier corps qui prend naissance est ~~le chlorure~~ l'hypochlorite de potasse qui plus tard en décomposé par une nouvelle quantité de chlore cette réaction a lieu quelques soit l'état de la dissolution, quelle soit étendue ~~ou~~ concentrée

Pour transformer directement un hypochlorite en chlorate il faut l'action de la chaleur —

Chlore et alcalis — combinaisons longtemps appelées Chlorures d'oxides

Quand on fait reagir sur 2 parties de chaux une certaine quantité de Chlore soit aussi 2 parties. le chlore se combine avec la chaux & est absorbé pour former ce qu'on a appelé des chlorures d'oxides qui ne sont des composés decolorants.

Quelques chimistes considèrent ces combinaisons comme des chlorures d'oxides d'autres comme un mélange d'Hypochlorites et chlorures, telle est l'opinion de Mr Gay Lussac qui est arrivé ainsi d'une part les hypochlorites et d'autre part les chlorures.

Quand on traite par un acide un mélange d'Hypochlorite et de chlorure, il y a decomposition et dégagement d'acide hypochloreux ainsi donc le composé d'acide représenté ainsi $ClO\,CaO + Cl\,Ca$ si on veut produire une grande quantité de chlore, par l'action d'un acide il faut employer un excès de cet acide.

Le procédé d'analyse des chlorures decolorants a été donné par Mr Gay Lussac qui le nomme Chlorométrie

On mesure la force d'un chlorure par la quantité de chlore qu'il laisse dégager quand on le traite par un acide, ~~la force du chlorure~~ l'action du chlore est demontrée par l'action decolorante sur une substance colorée aussi on fait on réagir le chlore sur un autre corps qui puisse l'absorber, — les hyposulfureux et les acides terminés en eux absorbent le chlore quand on met le chlore en contact.

avec une dissolution d'acide arsénieux l'eau décomposée par le chlore cède son oxygène à l'acide arsénieux qui passe à l'état d'acide arsénique, et l'hydrogène se combine au chlore pour former l'acide chlorhydrique

$$AsO^3+Cl^2+H^2O^2=AsO^5+H^2Cl^2$$

En unissant le pouvoir oxydant et décolorant du chlore Mr Gay Lussac a basé sa chlorométrie,

quand il a pu déterminer la quantité d'acide arsénique que le chlore a pu transformer, mr Gay Lussac a trouvé la force du chlorure à examiner —

traitant une solution d'acide arsénieux par le chlore, le terme de l'acide arsénique de l'indigo détermine la force du chlorure par la quantité d'acide arsénique formé —

en mettant une certaine quantité de chlorure décolorant en présence d'une quantité connue d'acide arsénieux et d'indigo, la proportion du chlorure décolorant employé donne la quantité de chlore contenue dans le chlorure. plus il faut de chlorure pour déterminer la décoloration de la liqueur, moins le chlorure est riche en chlore.

Pour faire ces essais, mr Gay Lussac agit avec des liqueurs titrées, ainsi il opère avec une solution d'acide arsénieux contenant une quantité d'acide arsénieux capable d'être transformée en acide arsénique par une quantité connue de chlore. il a constaté que 4,439 d'acide arsénieux exigeaient un litre de chlore pour être transformés en acide arsénique

on prend donc le poids convenable arsenieux cont-dessous dans un tube d'eau distillée pour rendre cette solution plus facile on le open a l'aide de l'acide Chlorhydrique pur et a l'aide de la chaleur. puis on le met dans un litre d'eau bien mesuré —

Les instruments employés pour ces essais chlorometriques sont:

1° Le vase G destiné au mélange des dissolutions arsenicales et chlorées

2° une pipette H contenant jusqu'au trait T un volume d'eau de 10 centimetres cubes ou 10 grammes

3° M. Burette divisée en 100 divisions qui equivalent à 10 centimetres cubes elle est portée de 180 a 200 divisions qui correspondent chacune a un nombre determiné de gouttes de Chlorure pour chaque plaque determinée de ces divisions, passer aussi ce poravons.

4° Un flacon P contenant la dissolution de sulfate d'Indigo faite a raison pour qu'une goutte de Chlorure à 100° puisse detruire de 6 a 8 gouttes de cette dissolution. Ce flacon est fermé par un bouchon traversé par un tube plein qui plonge dans le liquide et sert a verser goutte par goutte la solution d'Indigo —

Les dissolutions étant bien faites il faut alors essayer le Chlorure, pour cela on prend un poids determiné de ce Chlorure — 10 grammes qu'on dissout dans un litre d'eau puis dans la pipette on prend 10 grammes de la solution arsenicale et on colore avec une goutte de la solution d'Indigo — puis dans la Burette on prend 100 divisions du Chlorure a essayer et on verse goutte a goutte

le Chlorure d'acide terre. g on a mis préalablement la solution arsenieuse colorée avec l'indigo. quand on ajoute peu a peu chaque goutte de chlorure en agitant le vase ~~etc~~ quand arrive la couleur s'affaiblit de manière à n'être presque plus sensible, alors chaque une ~~une~~ goutte de solution d'indigo, alors on est sur ses gardes, (cet fait opérer ~~en~~ plaçant le vase sur une feuille de papier blanc pour bien juger de la différence des teintes) — quand la solution est devenue parfaitement limpide alors l'opération est terminée —

en supposant qu'il ait fallu employer 108 divisions de la solution de Chlorure, le titre de ce chlorure correspondrait à 926 —

le mode Essai chlorométrique a le grand avantage d'être très simple, et d'être convenable à tous les chlorures —

Bromates

Le Brome est isomorphe avec le Chlore les sels formés par l'acide Bromique ont la même composition que les sels formés par l'acide Chlorique ~~etc~~ et ces acides sont isomorphes se decomposent dans les mêmes circonstances et avec la même facilité.

on peut facilement isoler le Brome en traitant un Bromate par un acide ~~cone~~ il y a du dégagement d'oxygène et le brome est mis à nu

cette decomposition est facile à exécuter car elle est produite par tous les corps qui ont de l'affinité pour l'oxygène. ainsi l'acide sulfureux, l'acide sulphydrique. les Bromates sont peu étudiés et par conséquent peu connus

Iodates

Ces sels sont mis aux connus que les précédents l'acide iodique et les iodates, se produisent par l'action de l'iode sur les alcalis

Ces sels se reconnaissent comme les Bromates ils se décomposent ainsi que l'acide iodique sous un grand nombre d'influences, et il y a un dégagement d'iode que l'on reconnait à ses vapeurs violettes. l'oxigène dans ces décompositions se dégage avant l'iode

Mr Millon a reconnu divers degrés de combinaison de l'acide iodique avec les bases, ainsi il a reconnu l'existence de Biiodates, triiodates mais ces combinaisons ont très peu de stabilité.

~~Ce~~ un chimiste a reconnu l'existence d'un acide hyperiodique IO^7. Mr Magnus en faisant agir l'acide iodique sur de la soude obtint un hyperiodate de soude insoluble

Sulfates

La Combinaison entre l'acide sulfurique et les bases se fait très facilement; quand on fait réagir l'acide sulfurique monohydraté sur une base anhydre, la combinaison se fait avec dégagement de chaleur. la même réaction a lieu quand on fait réagir l'acide sulfurique sur les bases carbonatées ou des nitrates dans l'eau.

Quand on soumet les sulfates à l'action de la chaleur quelques uns sont décomposés, d'autres résistent ce sont ceux qui ont pour bases des alcalis ou des alcalinoterreux mais ni les combinaisons avec des bases énergiques

Quand on fait réagir sur des bases moins énergiques tels que de charbon tels de l'oxyde de cuivre, on obtient de l'acide sulfurique

anhydre. celui ci un mélange d'acide sulfureux
et d'oxygène.
les corps qui ont de l'affinité pour l'oxygène tels
que le Charbon, l'Hydrogène, peuvent décomposer
les sulfates.
quand un sulfate cède son oxygène sous l'influence
d'une température élevée et chauffé avec un
excès de charbon on obtient un oxide de
Carbone. si la température est basse on
obtient de l'acide carbonique, et il a toujours
pour résidu un sulfure. loi de la décomposition
de Mr Gay Lussac.
un sulfate peut être décomposé par le Chlore
quand la base est elle même décomposable
par le chlore. le sulfate de Potasse est
décomposé par le Chlore en chlorure de Potassium
plus de l'acide sulfureux et de l'oxigène
$SO^3KO + Cl = ClK + SO^2 + O^2$.
le sulfate d'alumine résistera au chlore car
l'alumine n'est pas décomposable par le
Chlore.
les acides fixes, (acides Borique, silicique)
décomposent les sulfates par l'intervention
de la chaleur. surtout en faisant intervenir
un courant de vapeur d'eau qui entraîne
l'acide sulfurique à l'état de vapeur.
$SO^3NaO + Si^2O^3 = Si^2O^3NaO + SO^3$
On reconnait un sulfate dans une analyse
quand il forme des précipités insolubles
avec certaines bases. si on traite un sulfate
par la Baryte on formera un précipité de
sulfate de Baryte insoluble mais, qui sera
reconnaissable parce qu'il formera un sulfure
quand on le calcinera avec le Charbon
ou bien encore en faisant bouillir un sulfate
insoluble avec un Carbonate soluble il y a
décomposition des deux sels et échange de
base $SO^3BaO + CO^2NaO = CO^2BaO + SO^3NaO$.

11 Juin - 40me leçon -

Sulfate d'Ammoniaque

On peut obtenir directement le sulfate d'ammoniaque (SO^3AzH^3,HO) cristallisé encore en mettant en contact du plâtre avec du carbonate d'ammoniaque en faisant passer une solution de ce dernier sur [illegible] du plâtre · $CO^2AzH^3,HO + SO^3CaO = CO^2CaO, + SO^3AzH^3,HO$ — c'est ainsi qu'on peut expliquer la présence du sulfate d'ammoniaque dans certaines eaux. Le plâtre qui est employé comme amendement des terres arables, agit probablement autrement que comme moyen de division. Mr Liebig pense qu'il fixe le carbonate d'ammoniaque; le transforme en sulfate, qui absorbé dans la végétation donne naissance aux corps azotés.

Le sulfate d'ammoniaque est un sel blanc cristallisé parfaitement en prismes aplatis à 6 pans, il est efflorescent, soluble dans 2 parties d'eau froide. insoluble dans l'alcool — quand on traite par alcool une solution de sulfate d'ammoniaque il y a un précipité blanc. quelques sels ammoniacaux sont volatils sans se décomposer, mais le sulfate d'ammoniaque se décompose par la chaleur et il y a un dégagement d'acide sulfureux. ~~le sulfate~~ et c'est est transformé en sulfite.

Le sulfate d'ammoniaque décrépite sur les charbons rouges. Il doit être probablement employé plus tard dans l'agriculture. Les expériences faites en Angleterre, le font regarder comme un bon moyen d'amendement des terres arables.

Mr Schattenmann a trouvé une application [illegible] du sulfate d'ammoniaque comme

moyen de purifier l'acide sulfurique qui contient quelquefois de l'acide azotique ; quand un acide sulfurique contient de l'acide azotique, et qu'on le fait bouillir avec le sulfate d'ammoniaque tout l'acide azotique est décomposé et il se dégage de l'azote et de l'eau.

Sulfate de Potasse

L'acide sulfurique se combine avec la potasse en deux proportions pour former deux sels, un sulfate neutre et un bisulfate

Sulfate neutre de Potasse.

Le sulfate neutre de potasse est un sel anhydre blanc, sans action sur les réactifs colorés, il a une saveur amère, salée, cristallise en prismes à quatre pans, quelquefois aussi en prismes à six pans terminés par des pyramides à six ou 6 faces, ne se décompose pas à l'air, est indécomposable par la chaleur, même la chaleur rouge.

Il est insoluble dans l'alcool qui le précipite en blanc de ses solutions. Il est soluble dans l'eau et ses différents degrés de solubilité ont été donnés par M. Gay Lussac.

100 parties d'eau à + 13° dissolvent 10,5 de sulfate de potasse
100 ——— à + 42° ——— 16,9 ——— ———
100 ——— à + 100° ——— 100 ———

on voit que la solubilité de ce sel est proportionnelle à la température.

On remarque ainsi une très grande régularité dans la solubilité des sels anhydres cristallisables —

on peut très facilement faire cristalliser un mélange de sulfate de potasse et de sulfate de soude, et on remarque que

chaque cristal est accompagné d'une couronne au moment de sa formation.
on prépare bien le pyrophore de gay-lussac en calcinant le sulfate de potasse avec du charbon.
on prépare le sulfate de potasse par la décomposition de l'azotate de potasse par l'acide sulfurique. on pourrait ainsi de l'acide azotique et c'est un des modes de préparation.

$AzO^5KO + SO^3,HO = SO^3KO + HO + AzO^5$

le sulfate de potasse existe dans l'eau de la mer.
le sulfate de potasse est employé en médecine comme légèrement purgatif.
il entre dans la composition de l'alun

Bi-Sulfate de Potasse.

le Bisulfate de potasse se forme en faisant agir un excès d'acide sulfurique sur de la potasse, on obtient alors un sel cristallisé en belles aiguilles longues cristallines. ce sel est acide il contient quelquefois un équivalent d'eau, mais d'après M. Jacquelin on peut l'obtenir à l'état anhydre. on peut le décomposer par la chaleur, mais il faut chauffer très lentement, car on arriverait à une décomposition incomplète si on chauffait trop vite.
le Bisulfate de potasse est employé quelquefois pour attaquer certains minéraux. il peut aussi servir de corps oxydant comme l'acide sulfurique.

Sulfate de Soude

Le Sulfate de soude aussi appelé sel admirable de glauber existe dans les eaux de certaines sources et fontaines et le

forme aussi dans les eaux de la mer au moment de leur evaporation — il est souvent combiné avec d'autres sulfates tels que le sulfate de chaux.
le sulfate de soude est toujours employé pour faire entrer la soude dans les substances vitreuses —
pour preparer le sulfate de soude on peut decomposer le carbonate de soude par l'acide sulfurique. $CO^2NaO + SO^3,HO = SO^3NaO,HO + CO^2$ — on le extrait le plus souvent des eaux dans lesquelles on le trouve naturellement dissous.
Ce sel est incolore, d'une saveur fraiche, cristallise en longs prismes à 6 pans terminés par des sommets diedres — qui se forment par le refroidissement de la solution. quand le sulfate de soude est precipité de la dissolution il contient 56 % d'eau ce qui correspond à 10 equivalents. la formule du sel precipité est donc $SO^3NaO, 10(HO)$.
quand on chauffe ce sel il eprouve d'abord la fusion aqueuse, puis si on continue à chauffer, il eprouve lui meme la fusion : qui après s'evaporer par l'état anhydre.
quand il cristallise à la temperature ordinaire, il cristallise avec 10 equivalents d'eau si la temperature est élevée à + 33° il cristallise à l'état anhydre.
Les differens degrés de solubilité ont été determinés par Mr Gay Lussac
100 parties d'eau à 0 dissolvent 5,02 de ce sulfate
100 — à + 17,91 — 16,73 — ←
100 — à + 30,75 — 43,05 —
100 — à + 32,73 — 50,65 —
100 — à + 70,61 — 44,35 —
100 — à + 103,7 — 42,65

la solution de sulfate de soude est saturée à +33°. Si en cet état on met cette solution dans un tube desséché fermé à la lampe, cette solution ne cristallise pas, mais si on laisse arriver de l'air, la solution se prend immédiatement en cristaux —

On a cru longtemps que la pression atmosphérique avait de l'action sur la cristallisation de ce sel, comme pour les autres. mais Mr Gay Lussac a démontré le contraire, en couvrant une solution de sulfate de soude avec une couche d'huile, et quand on donne à cette solution le contact de l'air, il y a développement de chaleur qui s'élève quelquefois à +35°. alors on a un dépôt de cristaux anhydres —

On prépare le sulfate de soude soit en traitant par l'eau le Schlott qui est une combinaison de sulfate de chaux et de sulfate de soude, ou bien comme on opère en grand, en traitant le sel marin par l'acide sulfurique, on produit le sulfate de soude et on a un dégagement d'acide chlorhydrique tel est même le procédé de préparation de cet acide —

$ClNa + SO^3,HO = SO^3NaO + ClH$ —

Il existe un Bisulfate de soude mais ce sel est peu connu.

Sulfate de Baryte

Le Sulfate de Baryte est encore appelé Spath pesant c'est un corps très lourd dont la densité est 4,08.

338

le sulfate de Baryte est un sel blanc, qui n'est presque tout à fait insoluble — il a une très grande affinité de la Baryte pour l'acide sulfurique que cas elle peut annoncer 1/80 d'acide sulfurique que dans une liqueur —

le sulfate de Baryte est soluble même à un très faible degré, dans l'acide sulfurique concentré, et quand on étend d'eau cette solution il y a précipitation immédiate de sulfate de Baryte. SO^3BaO —

Traité par le charbon le sulfate de Baryte après calcination donne du sulfure de Baryum

Sulfate de Strontiane; SO^3SrO

Le sulfate de strontiane a une très grande analogie avec le sulfate de Baryte, il est comme lui insoluble dans l'eau, mais cependant moins insoluble il est soluble dans 3500 parties d'eau

on le trouve assez abondamment dans la nature comme aussi le sulfate de Baryte le sulfate de strontiane se rencontre surtout mélangé au soufre dans les environs de Paris —

Sulfate de Chaux.

Le sulfate de chaux se rencontre dans la nature tantôt à l'état anhydre, tantôt à l'état cristallisé

le sulfate anhydre est blanc, plus dur que le sulfate hydraté, on le rencontre très rarement à l'état cristallisé — sa densité est 2,9. il se trouve dans les terrains intermédiaires il est sans usage —

Le Sulfate de chaux hydraté se trouve

dans la nature en grandes tables transparentes qui peuvent se dédoubler facilement.
Le sel peut cristalliser en prismes droits ~~à base~~ quadrangulaire. à base rhomboïdale droit les angles sont de 113° à 67°
ces cristaux sont ordinairement groupés de manière à représenter un fer de lance.
Le sulfate de chaux est quelquefois appelé albâtre gypseux, quand il est opaque.
Il est insipide, à peine soluble dans l'eau, friable quand il est pur; il perd son eau quand on le chauffe mais ne se décompose pas; il est un peu soluble dans l'eau. car 1/4 60 gr d'eau peuvent dissoudre 1, 5 de sulfate de chaux.
il est beaucoup plus soluble dans l'acide sulfurique insoluble dans l'eau alcoolisée - cette différence de solubilité avec le sulfate de baryte permet de séparer facilement ces deux sels -
la quantité d'eau que renferme le sulfate de chaux cristallisé est représentée par 20,78.
quand on chauffe assez il perd cette eau et devient d'un blanc opaque
il est alors très friable et farineux.
quand on remet ce plâtre ainsi déshydraté, en contact avec une nouvelle quantité d'eau, il reprend cette eau et s'hydrate de nouveau, c'est ce qu'on explique ~~[illegible]~~ la solidification du plâtre employé dans les constructions
Pour calciner le plâtre on fait un four avec la pierre à plâtre elle-même. et on chauffe à une température de 100° à 250° il ne faut pas cuire le plâtre à une température trop élevée car si on chauffe le plâtre à une température de 200° à 500° il éprouve une demi fusion et se combine alors difficilement avec l'eau
Quand le plâtre a été ainsi calciné il faut

le conserver dans un endroit sec.
quelquefois le plâtre mis en contact avec l'eau laisse échapper une légère odeur sulfureuse, qui est due à une légère décomposition du sulfate calciné au contact du charbon. Il y a aussi dans cette combinaison avec l'eau un dégagement de chaleur plus ou moins grand, selon le degré plus ou moins de calcination du plâtre.

Le Stuc est du plâtre bien pur mélangé avec une eau gélatineuse, ce qui permet de lui donner facilement un poli — mais il se décompose aussi quand il est exposé à l'humidité.

Les plâtres des environs de Paris sont préférables aux autres, à cause d'un peu de carbonate de chaux que l'on rencontre toujours mélangé en petite quantité à ce sulfate.

En calcinant 1 partie de plâtre avec 3 parties d'alun, on obtient un plâtre qui a la dureté du marbre et le poli du marbre.

Mr Coulmann s'est assuré qu'on pouvait donner au plâtre une très grande dureté en l'humectant avec une dissolution de silicate de potasse.

On trouve le sulfate de chaux dans certaines eaux. En effet les eaux qui passent sur des terrains de ce sel en dissolvent une partie. Alors elles ne cuisent plus bien les légumes et précipitent abondamment par les acides gras des savons.

On peut débarrasser les eaux du sulfate de chaux qu'elles contiennent en les traitant par du carbonate de soude; la chaux se précipite alors à l'état de carbonate comme dans l'eau du sulfate de soude.

$SO^3CaO + CO^2NaO = CO^2CaO + SO^3NaO$

Certaines eaux contenant du sulfate de chaux prennent une certaine odeur et un certain goût de soufre, ce sont surtout les eaux qui ont été embarquées, car dans les tonneaux le contact des matières organiques produit la décomposition du sulfate et il se forme un sulfure. $SO^3CaO + 2C = C^2O^4 + SCa$ qui plus tard étant soluble est décomposé par l'acide carbonique de l'air. A la longue cette eau se désinfecte et redevient potable.

12 Juin 41e leçon -

Sulfate de Magnésie

Ce sel peut être obtenu parfaitement cristallisé; il est blanc, amer, ayant la saveur des sels de magnésie — ce sel est soluble dans l'eau et sa solubilité a été déterminée par Mr Gay Lussac.

100 parties d'eau à + 14°,58 dissout 32,76 de sulfate.
100 — 0,9708 — 72,30 —

quand le sulfate de magnésie se dépose de sa dissolution, il est cristallisé en prismes rectangulaires à quatre pans, il contient 51 0/0 d'eau ce qui équivaut à 7 équivalents. Ce sel est efflorescent.

Il existe dans les eaux d'Epsom et de Sedlitz. Il se trouve aussi dans les eaux de la mer. Au moyen de l'influence de sel marin il peut être décomposé en sulfate de soude surtout par le refroidissement des liqueurs —

Les eaux qui contiennent ce sulfate ont passé sur des bancs de sulfate de chaux et de carbonate de magnésie —

$SO^3CaO + CO^2MgO + HO = SO^3MgO.HO + CO^2CaO$

Sulfate d'alumine

L'alumine se combine avec l'acide sulfurique en trois proportions de manière à former trois sulfates — un sulfate ~~neutre~~ un sesqui sulfate et un sulfate ~~acide~~ $3(SO^3) Al^2O^3$, $3(SO^3) 2(Al^2O^3)$ $3(SO^3) 3(Al^2O^3)$

Le premier de ces sels, le sulfate neutre peut entrer en combinaison avec les autres sulfates métalliques ou alcalins pour former des sels doubles appelés aluns.

Le sulfate d'alumine qui est un des sels les plus intéressants pour l'industrie — il est difficile de l'obtenir cristallisé, il est très soluble, d'une saveur styptique comme ~~celle~~ tous les sels d'alumine, il est très acide, quand on le chauffe on le décompose en alumine et en acide sulfurique qui se volatilise. $3(SO^3) Al^2O^3 = Al^2O^3 + 3(SO^3)$.

On le prépare en traitant des argiles par l'acide sulfurique — il faut autant que possible choisir des argiles qui contiennent peu de fer car il faut précipiter ce fer par des sulfures. on les emploie dans les procédés quelquefois secrets —

quand ce sel est bien pur il est blanc il est très utilement employé pour servir de mordant dans les applications de matières colorantes.

Aluns

Un alun est un sel double qui résulte ~~de~~ la combinaison d'un sulfate de potassium avec un ~~sul~~fate dont la base est a 3 équivalents d'oxygène — ainsi l'alun de potasse résulte de la combinaison ~~du~~ du sulfate de protoxyde de potassium $SO^3 KO$ avec le sulfate ~~neutre~~ acide d'alumine $3(SO^3) Al^2O^3$ le sulfate de soude ~~peut~~ ne se combinant

avec le sulfate de sesquioxide de fer, donner aussi naissance à un alun. $SO^3 NaO, 3(SO^3) Fe^2O^3$
Le sulfate d'ammoniaque et sulfate de sesquioxide de manganèse, aussi le sulfate de sesquioxide de Chrome peuvent se combiner pour former aussi des aluns, ou plutôt des combinaisons semblables pour leurs propriétés et isomorphes avec l'alun type qui est résultat de Potasse.
alun d'ammoniaque et de Manganèse est $SO^3 AzH^3, HO, 3(SO^3) Mn^2O^3$.
le sulfate de sesquioxide de Chrome est $3(SO^3) Cr^2O^3$.
Tous ces sels cristallisent ordinairement en octaèdres ou en cubes, les bases qui entrent dans la composition de ces aluns sont isomorphes.
Mr Gay Lussac avant Mr Mitscherlich avait presque la loi de l'isomorphisme en faisant des expériences sur la cristallisation de cette classe de sels.

alun d'alumine

Ce sel est assez abondant dans la nature et il est très employé comme mordant dans la teinture.
On emploie différents modes de préparation. Aux env. à Pouzzoles on trouve une pierre qui traitée par l'eau abandonne par évaporation des cristaux d'alun amylien de fer — on trouve aussi à Tolfa, dans les environs de Civita Vecchia, une pierre qui donne aussi de l'alun par une calcination modérée, cette calcination détermine la quantité d'alumine qui est en excès. Les aluns les plus estimés sont l'alun de Rome, il est d'une couleur rougeâtre, due au sesquioxide de fer qui est répandu au moment de la calcination.
En France on a toujours produit l'alun

en laissant effleurir à l'air, des schistes contenant des pyrites. Trouver quelle est la théorie de cette transformation
on trouve dans la nature un Bisulfure de fer FeS^2. Ses trois équivalents de bisulfure, contiennent un équivalent d'alumine et sont exposés à l'influence de l'oxygène de l'air — un grand excès de cet agent réagissant sur le fer le transforme en oxyde, le soufre est transformé en acide sulfurique $S^6O^{18} = 3(SO^3)$ on a donc un sulfate d'alumine uni au sulfate de fer — $3(SO^3)FeO + 3(SO^3)Al^2O^3$
on prend alors ce mélange par l'eau le sulfate d'alumine ~~est~~ précipité ~~après~~ par l'évaporissement ~~le~~ sulfate de fer qui cristallise après la décantation de la liqueur — ~~pris~~ ~~ensuite~~ Ensuite par le sulfate de potasse le sulfate d'alumine qui est dissous dans cette eau et par l'agitation, il se forme une combinaison de ces deux sels qui cristallise alors en cristaux cubiques qui ~~sont~~ des cristaux d'alun et est composé — $3(SO^3)Al^2O^3 + SO^3KO + 24(HO)$ —
C'est à une saveur astringente, une réaction acide, il est très soluble dans l'eau qui en dissout 1/7 parties de son poids à la température ordinaire, et dans l'eau bouillante deux fois son propre poids —
Sa cristallisation est en octaèdres, souvent en cubes. quand on le chauffe, elle perd d'abord son eau de cristallisation, puis le sulfate d'alumine se décompose lentement, perd ~~son~~ ~~eau~~ acide sulfurique et alors il reste un sel ~~de~~ de potasse et d'alumine
on a fait avec alun un pyrophore qui est ordinairement aussi inflammable que le pyrophore ordinaire

quand la dissolution d'alun est traitée par un sel de Potasse, ce sel se combine à l'alun pour former un alun basique, composé insoluble qui contient 3 équivalents d'eau. Si on ajoute un grand excès de Potasse, l'alun est complètement décomposé.

Alun ammoniacal

Cet alun, a été longtemps employé pour et quelquefois encore pour remplacer dans les industries l'alun de Potasse. Sa composition est celle ci $3(SO^3)Al^2O^3 + SO^3AzH^3, HO + 24(HO)$
Longtemps on a représenté cet alun avec 24 équivalents d'eau au lieu de 25 parce qu'on y admettait l'ammoniaque à l'état anhydre.
Ce sel est toujours employé pour obtenir l'alumine chimiquement pure, par une calcination convenable, le sulfate d'ammoniaque et le sulfate d'alumine se décomposent complètement.

Hyposulfates

On prépare les Hyposulfates en faisant arriver de l'acide sulfureux sur un peroxyde. ainsi en faisant arriver l'acide sulfureux sur du peroxyde de Manganèse, le peroxyde se dissout dans l'acide sulfureux et il se forme un hyposulfate de manganèse $- MnO^2 + 2(SO^2) = S^2O^5MnO -$
On n'obtient pas toujours un hyposulfate pur, quelquefois il se forme du sulfate.
Tous les Hyposulfates sont solubles dans l'eau. Ils sont décomposables par les acides qui déplacent la base pour se combiner à l'acide

l'Hyposulfate de Baryte peut engendrer tous les autres sels - quand on le chauffe, l'acide hyposulfurique se décompose en acides sulfureux et sulfurique $S^2O^5 = SO^2, SO^3$ —

Sulfites

Les Sulfites sont peu connus - on les obtient en faisant passer un courant d'acide sulfureux dans des bases solubles —
tous sont solubles excepté ceux de potasse soude et ammoniaque.
quand on traite un sulfite soluble par un acide il y a immédiatement un dégagement d'acide sulfureux qui est reconnaissable à son odeur, mais il n'y a pas de dépôt de soufre.
on peut les transformer en sulfates en faisant passer un courant de chlore en excès.
quand on fait bouillir un sulfite ~~soluble~~ avec un excès de soufre, un équivalent de ce corps entre en combinaison avec le sulfite et il se forme un hyposulfite —
$SO^2KO + S = S^2O^2KO$ —

Hyposulfites.

D'après les observations récentes de Mr. Plessy on peut préparer les hyposulfites en faisant bouillir un sulfite neutre avec du soufre, on obtient alors de belles cristallisations d'Hyposulfites —
Les Hyposulfites peuvent dissoudre certains chlorures métalliques - principalement le chlorure d'argent - ils peuvent aussi dissoudre les iodures.
On peut immédiatement caractériser un hyposulfite en le traitant un

hyposulfite par un acide, on isole immédiatement l'acide hyposulfurique qui se décompose en acide sulfureux qui se dégage, et il y a dépôt de soufre.

Phosphates

Ces sels sont très abondants dans la nature, surtout ceux de plomb, de magnésie, de chaux.

Ces sels sont difficiles à caractériser, quand on traite un phosphate par un acide, en général le sel n'est pas décomposé — mais si on fait ~~agir~~ intervenir l'action d'une température élevée, et traitant le phosphate par un corps qui ait de l'affinité pour l'oxygène, on obtient du phosphore par la décomposition de l'acide phosphorique.

Ainsi on obtient ~~facilement~~ du phosphore en calcinant un phosphate avec un acide et du charbon.

Mr Thénard a donné un autre moyen de reconnaître un phosphate, on chauffe ce sel avec du potassium, et forme un phosphure de potassium qui mis dans l'eau la décompose — hydrogène phosphoré qui se dégage et de la potasse qui reste en solution dans l'eau non décomposée —

Un phosphate soluble traité par un sel d'argent donne un précipité jaune serin —

Il y a longtemps Clarke fit une découverte très importante — en calcinant l'acide phosphorique, il remarqua que ce corps prenait des propriétés nouvelles — ainsi —

348

l'acide phosphorique, non calciné, ~~ne précipite~~ précipite par l'albumine de ses dissolutions, mais à même acide calciné, forme dans la solution d'albumine un précipité blanc d'albumine coagulée — Dans la calcination de l'acide phosphorique, on ne trouve aucun dégagement — ainsi donc l'action de la chaleur sur ce corps est nulle elle ne fait que changer sa constitution de la naquit l'isomérie —

Mr Graham a trouvé que l'~~acide~~ phosphorique qui peut parfaitement être obtenu à l'état anhydre, peut aussi former trois hydrates — $PhO^5 3HO$, $PhO^5 2HO$ $PhO^5 HO$ — et chacun de ces hydrates peut avec les bases former trois ~~genres~~ espèces de sels différents formés par des acides ayant des propriétés différentes —

La proportion de base qui s'unit à chacun de ces acides, est en raison directe de la proportion d'eau qu'ils contiennent — Toutes les sels sont des sels neutres malgré cette proportion de base, de là leur fut donné aux acides le ~~nom~~ le nom ~~de sels~~ d'acides polybasiques

Chacun de ces acides a reçu un nom différent.

$PhO^5 HO$ acide ~~phosphorique~~
$PhO^5 2(HO)$ acide pyrophosphorique
$PhO^5 3(HO)$ acide metaphosphorique

L'acide phosphorique calciné présente différentes propriétés selon qu'il a perdu un ou deux équivalents d'eau

L'acide phosphorique hydraté précipite en jaune les sels d'argent. s'il est calciné il précipite les mêmes sels en blanc

Mr Graham a aussi prouvé que l'eau pouvait entrer dans la composition des sels et tenir la place d'un équivalent de base — ainsi dans la composition d'un métaphosphate. on peut avoir un métaphosphate a 3 équivalents de bases, ou a 2 équivalents de bases, et un équivalent d'eau et même un équivalent de base et 2 équivalents d'eau

$PhO^5 \begin{cases} 3\ MO \\ 2\ MO\ HO \\ MO\ 2(HO) \end{cases}$ ces sels sont chimiquement purs —

17 Juin — 42e leçon —

Phosphate d'ammoniaque

on connait deux phosphates d'ammoniaque un phosphate a un équivalent d'eau et un autre phosphate à deux équivalents d'eau.

$PhO^5, AzH^3, HO + 2HO$ — $PhO^5, 2(AzH^3, HO) + HO$

on les obtient directement en saturant l'acide phosphorique par l'ammoniaque, ces solutions décomposables, par la chaleur à une température de 200° à 250° il y a un dégagement d'ammoniaque, et il reste de l'acide phosphorique qui n'est point pur, car il retient toujours un peu d'ammoniaque il faut pour l'en débarasser complètement ajouter un peu d'acide azotique et chauffer. l'azotate d'ammoniaque est decomposable par la chaleur

quand on a trempé les tissus dans une dissolution de ce sel, ces tissus acquièrent la propriété d'être incombustibles, ~~...~~

et se décompose lentement. cet effet est produit par l'acide phosphorique qui ~~aura~~ par sa propriété d'être un corps vitreux, s'étend sur les os comme un vernis et empêche la flamme en ~~empech~~ privant le ligneux du contact de l'air

L'acide phosphorique en se combinant avec la soude forme plusieurs composés qui sont sans intérêt —

Phosphates de soude.

on connaît trois composés salins de l'acide phosphorique avec la soude, un phosphate a deux équivalents d'eau et 1 de soude un autre a 2 équivalents de soude et un équivalent d'eau et un phosphate a trois équivalents de soude.

le phosphate de soude le plus important est le phosphate à 2 équivalents de soude et un équivalent d'eau $PhO^5 2NaO, HO$ qui se prépare en saturant le carbonate de soude par l'acide phosphorique. quand il se dépose de sa dissolution, il cristallise avec 24 équivalents d'eau les cristaux trouvés ainsi composés $PhO^5 2NaO, HO + 24 HO$. quand on le dessèche à une température de +200° il conserve toujours sa composition de 2 équivalents de soude et un équivalent d'eau

Mr Graham mettant en contact ce phosphate avec un sel d'argent, obtint un phosphate d'argent et du phosphate de soude avec un équivalent d'eau et il démontra ainsi que cet équivalent d'eau était bien de l'eau basique. voici quelle est cette réaction

$PhO^5 2NaO, HO + 3 (AzO^5 AgO) = PhO^5(3AgO) + 3 AzO^5 NaO, HO.$

Si cette Eau était utile à la cristallisation, le phosphate neutre contenant que 2 equivalents d'oxide d'argent, et la soude se fut combiné avec 3 equivalents d'acide nitrique pour former un nitrate de soude qui alors est tout acide, et contenant 25 equivalents d'Eau; sa cristallisation est en prismes obliques à base rhombe, à la figure marquée + 21° de temperature; si on eleve cette temperature à + 32° les cristaux ne contiendront plus que 8 equivalents d'Eau.

Quand on calcine le phosphate de soude $PhO^5 2NaO, HO$ à + 200° il ne se decompose pas; si on le chauffe au rouge, on chasse l'Eau et on obtient un pyrophosphate de soude $PhO^5 2NaO$ — qui est beaucoup moins soluble que le phosphate, et cristallise differemment et precipite en blanc par les sels d'argent.

Quand on chauffe fortement le phosphate acide de soude, il perd ses deux equivalents d'eau, et se transforme en metaphosphate $PhO^5 NaO$.

Le phosphate de soude peut se combiner avec certains sels et avec l'ammoniaque pour former des sels doubles.

Avec l'ammoniaque le phosphate de soude en se combinant forme le sel fusible de l'urine — $PhO^5 NaO, AzH^3, HO + HO + 9(HO)$.

On aurait un phosphate different si au lieu de saturer les 3 equivalents de base par l'acide phosphorique on saturait l'acid. par les bases

Phosphates de chaux

Les phosphates de chaux sont des sels interessants on en connait un certain

nombre. On en connait cinq bien definis

$PhO^5 2(CaO)HO$ Phosphate neutre soluble.

$3PhO^5 8(CaO)$ phosphate des os. se trouve aussi dans la terre.

$PhO^5 3(CaO)$

$PhO^5 CaO, 2(HO)$ Phosphate acide

$3PhO^5 4(CaO)$ Phosphate acide traité par l'alcool.

Le Phosphate neutre de chaux se prépare en versant une solution de Phosphate de soude dans une solution de Chlorure de Calcium. Il est important et essentiel de verser le Phosphate dans le Chlorure car si le contraire était pratiqué, une partie du chlorure serait décomposé — $PhO^5 2NaO, HO + ClCa = PhO^5 2CaO + ClNa + HO$.

Le Phosphate de chaux des os. $3PhO^5 8CaO$ — se retire des os après leur calcination. Ce sel est insoluble dans l'eau. — On peut le préparer en versant un sel de chaux dans le Phosphate de soude; on quand on le calcine après l'avoir mélangé avec le charbon il ne donne pas de phosphore. (Il faut préparer le Phosphate acide pour obtenir ce corps.)

Pour préparer le Phosphate acide de chaux il faut traiter le Phosphate des os par l'acide sulfurique qui lui enlève 5 parties de chaux et par conséquent le fait passer à l'état de Phosphate acide —

$$3PhO^5 8CaO + 5SO^3 = 5(SO^3 CaO) + 3(PhO^5 CaO)$$

on obtient alors un Phosphate de chaux mielleux, c'est à dire ayant une consistance demi liquide, due à sa cristallisation

Le Phosphate acide de chaux mélangé avec le charbon et calciné fortement donne le Phosphore qui distille. telle est même la mode de préparation de ce corps

Phosphate ammoniaco-magnésien

Ce Phosphate se trouve abondamment dans les végétaux, c'est lui qui forme les calculs intestinaux des chevaux, et les calculs vesicaux de l'homme. sa composition est $PhO^5 2(MgO), AzH^3, HO + 12(HO)$ on le produit dans les laboratoires, en prenant un Phosphate soluble, celui d'ammoniaque et en le traitant par un sel de magnésie, puis par une petite quantité d'ammoniaque d'abord la présence de ce sel ne se montre pas dans le vase, mais en frottant avec une baguette, le sel se précipite et sa cristallisation apparait immediatement.

Phosphites = Hypophosphites

On connait à peine les propriétés de ces classes de sels.

L'acide phosphoreux est un acide assez stable qui réduit facilement les oxides peu stables par exemple les oxides métalliques — on n'obtient pas parfaitement un précipité métallique avec un phosphite parceque l'oxygène de la base s'unit à l'acide phosphoreux —

quand on chauffe un phosphite, il se décompose en hydrogène et en phosphore et quelquefois en hydrogène phosphoré —

Les phosphites sont des sels dont la cristallisation est assez définie —

Si on le traite par l'eau de chaux ou l'eau de baryte on obtient un précipité blanc

Les Hypophosphites sont des sels dont la cristallisation est aussi bien définie traités par l'eau de chaux ou de baryte ils ne donnent point de précipité parceque les sels de chaux et de baryte sont solubles

si on les chauffe ils laissent dégager de l'Hydrogène phosphoré; ils ont sur les oxydes facilement réductibles, une action semblable à celle des Phosphites.

Arseniates.

Les Arseniates ont été étudiés par monsieur Mitscherlich qui les a trouvés Isomorphes avec les Phosphates. On reconnaît les arseniates par les réactions de l'acide arsenique ; on décompose l'arseniate, on isole l'acide arsenique, et on réduit l'arsenic. On isole l'acide arsenique en traitant l'arseniate par la chaleur et on met l'acide dans l'appareil de marsh ce gaz se décompose et abandonne l'arsenic.

Pour s'assurer de la présence d'un arseniate on rend cesel soluble s'il est insoluble, en le traitant par l'Hydrogène sulfuré pour précipiter l'arsenic à l'état de sulfure. Si le courant d'acide Hydrogène sulfuré ne se fait pas immédiatement il faut ajouter un peu d'acide Chlorhydrique. alors le précipité de sulfure d'arsenic apparaît.

En traitant l'arseniate par un sel de Cuivre on obtient un précipité bleuâtre d'arseniate de Cuivre.

avec un sel d'argent, on obtient un précipité brun d'arseniate d'argent.

Arsenites.

Cette classe de sels est assez mal étudiée parceque l'acide arsenieux est d'une combi-

naison offerte avec les bases, quand on examine cette classe de sels au moyen des réactifs, on y reconnait la présence de l'arsenic
on reconnait la présence de l'acide arsenieux en légère avec l'hydrogène sulfuré, on obtient avec l'arsenite un précipité immédiatement, en traitant ce sel par un sel de cuivre et un alcali, on obtient le précipité connu sous le nom de vert de Schéele
avec un sel d'argent l'arsenite précipité en jaune.

Carbonates

Les carbonates sont des sels que l'on peut parfaitement former artificiellement, mais en bien d'autres en abondance sont formés dans la nature.

L'acide carbonique dans cette classe de sels se trouve combiné avec les bases en diverses proportions.

Les Carbonates neutres, naturels — $CO^2 MO$

Les Bi-carbonates — $2(CO^2) MO.$

Les sesqui carbonates — $3(CO^2) 2(MO)$

Les Carbonates neutres s'obtiennent parfaitement par double décomposition, on les obtient aussi très bien par la décomposition de certains sels au moyen de la calcination

Les Bicarbonates s'obtiennent en faisant arriver un excès d'acide carbonique dans les carbonates solubles. Les Bicarbonates sont d'une stabilité très faible; ces sels sont même si peu stables qu'il suffit de les chauffer un peu pour les décomposer.

Ils perdent un demi equivalent d'acide carbonique et se transforment en Sesqui-Carbonates

quand on chauffe un carbonate neutre, quelquefois il se decompose facilement quelquefois aussi il faut un feu de forge pour chasser l'acide carbonique completement, quelques carbonates mêmes sont indecomposables

Le Carbonate ainsi decomposé abandonne l'acide carbonique qui se degage et donne l'oxide (?) ou la base. la vapeur d'eau qu'on fait passer sur le sel chauffé, hate beaucoup sa decomposition

si on chauffe un carbonate très fortement dans une cornue de porte bien fermée le carbonate loin de se decomposer, entre en fusion — c'est ainsi que l'on peut produire du marbre artificiellement.

quelquefois certains carbonates par leur decomposition donnent naissance à de l'oxide de carbone et à des peroxides metalliques.

Parmi les metalloides le charbon a une action bien marquée sur les carbonates quand on chauffe ensemble à une forte chaleur un carbonate avec du charbon, l'action de ce corps favorise la decomposition du sel et on obtient deux equivalents d'oxide de carbone séparés de la base

quelquefois, comme dans le Carbonate de Potasse, le charbon agit comme decomposant sur la base elle même, alors on obtient du Potassium

quand les bases sont des metaux qui peuvent se combiner avec le charbon alors on forme des Carbures

on reconnaitra toujours un Carbonate en petite quantité, en ce que ce sel fera

toujours effervescence avec les acides, l'acide Carbonique se dégage toujours, et ce gaz en se dégageant ne donne aucune odeur

Il est facile de distinguer un Carbonate d'un Bi-Carbonate, en traitant le sel a essayer, par un sel de magnesie. si le sel est un Carbonate, on a immediatement un precipité de Carbonate de magnesie, si le sel est un bi carbonate il n'y a point de precipité parceque le Bi carbonate de magnesie est soluble.

Les Bi Carbonates sont decomposables par la chaleur aussi faut il faire a froid la dissolution de ces sels. car si on chauffe la dissolution le Bi carbonate se decompose en sesqui carbonate et on a alors un precipité.

Carbonate d'Ammoniaque

L'opinion des chimistes est differente sur la composition de ce carbonate.

si on prend 2 volumes d'acide Carbonique, et 2 volumes de gaz ammoniac, les deux gaz se combinent et il se forme un depot blanc que quelques chimistes ont appellé Carbonamide parceque ce corps n'a pas immediatement les propriétés des sels ammoniacaux, et ne degagent pas non plus immediatement l'acide Carbonique

On a préparé la dissolution de Carbonate d'ammoniaque que l'on a obtenu en traitant un Bi carbonate par l'ammoniaque. ce sel se decompose par la dissolution

le Bi carbonate d'ammoniaque se prepare en saturant le Carbonate d'ammoniaque par l'acide Carbonique, on obtient alors un depot cristallisé —

Le sesqui carbonate d'ammoniaque $3(CO^2), 2(AzH^3, HO)$ est considéré comme étant le résultat de la combinaison des deux sels précédents $CO^2 AzH^3 HO + 2CO^2 AzH^3, HO$ — on obtient le sesqui carbonate en distillant dans des vases de verre, ou de fonte, un mélange de sels ammoniacaux et de sels de chaux — carbonate — $8(SO^3 AzH^3, HO) + 10(CO^2, CaO)$ il y a toujours pendant cette distillation un abondant dégagement d'ammoniaque — le sesqui carbonate est soluble dans l'eau il a une saveur ammoniacale, quand il est dissous et qu'on évapore lentement sa dissolution on obtient des cristaux abon... [illegible] qui contiennent toujours de l'eau, en traitant ces cristaux par l'eau on enlève avec le carbonate neutre, et on obtient des cristaux purs de bicarbonate d'ammoniaque.

Quand on distille les matières azotées on obtient un sel qui analysé par monsieur Henry Rose, a donné cette composition $CO^2 AzH^3, HO + 2(CO^2 AzH^3, HO)$ c'est le bicarbonate d'ammoniaque.

19 Juin 43 Leçon — Carbonate de Potasse.

La potasse s'unit à l'acide carbonique en plusieurs proportions pour former trois combinaisons différentes savoir —

un Carbonate neutre — $CO^2 KO$ —
Bi-Carbonate — $2(CO^2) KO$
Sesqui-Carbonate — $3(CO^2) 2(KO)$ —

Le Carbonate neutre de potasse, est ce que dans le commerce on appelle potasse ses applications sont nombreuses, on l'emploie surtout dans la fabrication des savons mous du blanc de Sucre — le

Cet explique parfaitement la constitution des cristaux –

on sépare le carbonate neutre de potasse, par l'incinération des végétaux qui contiennent de la potasse combinée aux acides organiques sous formes de malates, oxalates, acétates, citrates –

Souvent aussi la potasse se rencontre unie à l'acide sulfurique ou à l'acide chlorhydrique pour former dans le premier cas un sulfate de potasse ($SO^3 KO$) et dans le second cas un chlorure de potassium hydraté – (ClK, HO)

Ainsi la potasse du commerce, n'est jamais pure, aussi rencontre-t-on diverses potasses plus ou moins grande richesse.

Mr Berthier, a examiné les différentes potasses fournies par les différents végétaux, et il a remarqué que la potasse la plus pure était celle que l'on retirait des cendres de bouleau, la moins pure est celle qu'on retire des cendres de sapin –

La potasse la plus estimée est d'abord en première ligne la potasse d'amérique – puis vient la potasse perlasse –

potasse de Russie ou de Dantzig

Enfin vient la potasse des Vosges qui est peu estimée –

Pour obtenir un carbonate de potasse chimiquement pur, il faut décomposer par la chaleur un sel de potasse, à acide organique – c'est le tartrate de potasse qu'on calcine seul ou mélangé avec du nitre – de sorte que le carbonate de potasse pur est appelé aussi sel de tartre

Le Carbonate de Potasse est un sel dont la saveur est âcre, caustique, et il est très soluble dans l'eau, deliquescent. il devient anhydre dans les gaz, mais il cristallise aussi difficilement, il est alcalin —

Il cristallise en tables rhomboïdales qui contiennent toujours 2 equivalents d'Eau, il est insoluble dans l'alcool, et un des moyens de connaître si une potasse est pure, c'est qu'elle est soluble dans l'alcool

quand on chauffe fortement le Carbonate de Potasse, on ne peut le décomposer, cependant Mr Berzelius a remarqué qu'au moyen du courant de vapeur d'eau on pouvait décomposer le carbonate de Potasse fortement chauffé, et obtenir alors de la potasse pure —

le Charbon decompose le sel et on obtient du Potassium

on le decompose entièrement au moyen de la chaux —

Bi Carbonate de Potasse

on prépare le Bi Carbonate de Potasse en saturant par un courant d'acide Carbonique une solution concentrée de Carbonate de Potasse neutre.

le sel est cristallisé et contient toujours un equivalent d'Eau

on le prépare encore en mettant le Carbonate de Potasse neutre au dessus d'une liqueur en fermentation —

Mr Walher a remarqué que le mélange de Charbon et de Tartre calcinés et exposé à l'action de l'acide carbonique, pouvait donner facilement du Bi Carbonate de Potasse

Le Bicarbonate de Potasse cristallise en prismes rhomboïdaux; quand on le chauffe il perd alors de l'acide carbonique, et si on le chauffe plus fort il perd alors de Carbonate neutre.

il est inaltérable à l'air, moins soluble que le Carbonate neutre, il est soluble dans 4 fois son poids d'Eau, aussi cette solubilité est elle mise à profit pour obtenir le Carbonate neutre de Potasse chimiquement pur,

en saturant par l'acide Carbonique une solution de potasse, et en calcinant ce sel, on obtient encore un corps qui a une réaction alcaline.

On distingue le Carbonate neutre de Potasse d'avec le Bicarbonate, au moyen de la réaction différente de ces deux sels sur les sels de magnésie solubles.

On emploie en médecine le Bicarbonate de Potasse, pour combattre les affections calculeuses.

Carbonate de Soude

Le Carbonate de soude se prépare par la calcination de certains végétaux tels que les plantes marines qui contiennent beaucoup de sels de soude formés par la combinaison des acides organiques avec la soude.

on a pendant longtemps exporté les soudes d'Espagne jusqu'à ce que Mr Leblanc vint donner un procédé de préparation des soudes artificielles.

Mr Leblanc a remarqué que dans certains cas le Chlorure de sodium pouvait se transformer en ~~carbonate~~ de soude en chauffant le Chlorure de sodium

avec un oxide de Plomb ou avec la chaux
on obtient un chlorure de Plomb, ou un
chlorure de calcium plus de la ~~Soude~~ alcali
libre — $Cl,Na+PbO = ClPb+NaO$ —
$Cl,Na+CaO = ClCa+NaO$ —

Mr Darcet a perfectionné le procédé de Mr
Leblanc, en opérant par double décomposition
pour cela il commence par former un sulfate de
soude qu'il décompose par le carbonate de
chaux — si on reprenait par l'eau le mélange
de ces deux sels, on reformerait les sels précédem-
~~précédemment~~ traités. alors on obvie à cet inconvé-
nient en mettant tout le mélange de sulfate
de soude et de carbonate de chaux en contact
avec le charbon. sous l'influence de la chaleur
le sulfate de chaux qui se forme est transformé
en sulfure de calcium, et en chaux qui est insoluble
$SO^3NaO+CO^2CaO+C = CO^2NaO+SCa+CaO$ —
Mr Darcet met deux équivalents de carbonate
de chaux en présence du sulfate de soude
et alors il forme ainsi de l'oxisulfure de
calcium qui est complètement insoluble dans
l'eau —

on obtient quelquefois par ce procédé, de la
soude caustique, parce que le charbon donne
naissance à de l'oxide de carbone —
En reprenant le mélange par l'eau on filtre
et par l'évaporation on obtient du carbonate
de soude cristallisé —

Le Carbonate de soude est un sel qui
a une saveur âcre, caustique et est très
soluble dans l'eau, plus soluble à chaud
qu'à froid. il cristallise en octaèdres rhomboïdaux
très volumineux. et il retient plus de moitié
de son poids d'eau — quand on le chauffe

il éprouve d'abord la fusion aqueuse, et puis plus tard il éprouve la fusion ignée — quand on traite celui par le Phosphore, on obtient un résidu noir qui contient du Charbon.

Bi-Carbonate de Soude

Le Bicarbonate de Soude $2CO^2NaO, HO$ est un sel peu soluble dans l'eau, qui ne se dissout que 1/10 de son poids — on l'emploie principalement dans la composition des Pastilles de Vichy — il est blanc friable (Réputation)

Sesqui-Carbonate de Soude —

Le Sesqui Carbonate de Soude $3(CO^2)2(NaO)4(HO)$ existe tout formé dans certains lacs d'Egypte et aussi de Hongrie — Berthollet a pensé que le Natron des anciens pouvait provenir du sel qui existait formé par la réaction du chlorure de sodium, sur le Carbonate de Chaux —

Cette double décomposition admise en théorie est difficile à reproduire par les moyens artificiels.

Procédé alcalimétrique de Gay Lussac

Avant Mr Gay Lussac plusieurs chimistes s'étaient occupés de rechercher les moyens de reconnaître la richesse des soudes. Richter employait la méthode des pesées —
Mr Descroizilles a inventé un procédé qui a été modifié par Mr Gay Lussac et qui est le procédé suivi maintenant.

Il repose sur la décomposition du Carbonate de soude par l'acide sulfurique — un carbonate ne colore pas le papier de tournesol en rouge — mais il rougit au contraire comme alcali le papier qui a été rougi d'avance avec de l'acide sulfurique dans

une liqueur colorée par le tournesol et contenant du carbonate de soude en solution, plus il faudra verser d'acide sulfurique pour neutraliser l'action du carbonate de soude, plus la soude sera riche.

Mr Gay Lussac opère encore sur des liqueurs titrées. il a remarqué que pour saturer 48gr,07 de soude riche, il fallait employer 50 gr. d'acide sulfurique monohydraté (SO^3, HO)

si dans une solution contenant 48gr,07 de soude riche on verse de l'acide sulfurique jusqu'à ce qu'on ne voit plus de réaction alcaline, on jugera de la pureté de la soude d'après la quantité d'acide employé. ainsi, en employant 50 gr d'acide sulfurique on opère sur de la soude pure, si on n'emploie que 25 gr. d'acide, on conclut que la soude renferme 50 0/0 de matières étrangères.

on peut se servir dans ces opérations du poids, ou des volumes.

pour cela on prend 50 gr d'acide sulfurique que l'on met dans un litre d'eau. puis on prend 48gr,07 de carbonate de soude que l'on dissout dans l'eau au moyen d'un mortier, puis on étend la solution peu à peu de quelle sorte un litre.

on prend une fraction de ce litre de cette solution de carbonate alcalin 0m,50 cubes on bleuit cette liqueur avec un peu de teinture de tournesol et on place le vase sur un papier blanc.

puis on prend une burette graduée qui correspond à 0m,50 cubes divisés en degrés cette burette est pleine de liqueur acide.

au moyen de cette burette en verre l'acide goutte à goutte dans la solution alcaline, jusqu'à saturation.
Dans le courant de l'expérience on voit un changement de couleur dans la teinture de tournesol, on a une couleur rouge vineux, mais l'expérience n'est point finie cette couleur rouge vineux est due à l'acide carbonique qui commu[n]ique cette couleur à la teinture. Il faut continuer l'expérience jusqu'à ce qu'on ait obtenu la couleur du rouge pelure d'oignon qui est la coloration due à l'acide sulfurique comme étant un acide fort.
quand on opère sur la soude il faut prendre 31,8[?]0 de soude chimiquement pure pour saturer 49 d'acide sulfurique

Carbonate de Baryte

Le Carbonate de Baryte est rare et insoluble dans l'eau; on l'obtient par double décomposition en traitant un sel de Baryte par un Carbonate soluble.
on trouve ce sel presque pur dans la nature, surtout en angleterre.
ce sel est décomposable par la chaleur, mais il faut employer une température très élevée —

Carbonate de Strontiane.

L'Histoire du Carbonate de strontiane est la même que pour le Carbonate de Baryte.

Carbonate de Chaux

le Carbonate de chaux est un sel très abondant dans la nature, il constitue la plus grande partie des terrains anciens et modernes, on le trouve quelquefois altéré ainsi allié, quelquefois diversement coloré par les oxides métalliques comme dans les marbres

il est transparent, dans le spath d'Islande et l'aragonite — ou bien demi transparent comme dans l'albâtre

La pierre a bâtir, est un mélange de carbonate de chaux et d'argile, que l'on rencontre dans les terrains primitifs, secondaires, et tertiaires ou encore dans les terrains de transition

les formes du carbonate de chaux peuvent être ramenées a deux formes primitives, celles du spath d'Islande et de l'aragonite.

le Carbonate de chaux le plus pur est le spath calcaire, encore appelé spath d'Islande. il cristallise en rhomboèdres dont les angles sont de 105°,5 — et de 74°,5 —

sa densité est 2,65, et il a la propriété de double réfraction

l'aragonite est toujours en prismes hexaèdres cette forme est incompatible avec celle du spath d'Islande

cette différence de cristallisation a fait que pendant longtemps les physiciens et les cristallographes ont différé sur la composition du spath d'Islande et de l'aragonite —

ces deux ~~espèces~~ formes offrent ~~un~~ exemple bien remarquable de Polymorphisme

introduire encore le Carbonate de chaux dans les végétaux après leur incinération; on rencontre ce corps dans les végétaux malgré son insolubilité parce que ce corps est soluble ~~dans un~~ à la faveur d'un excès d'acide carbonique.

Il constitue la partie solide des os des animaux et il constitue l'enveloppe des animaux qui occupent les derniers degrés de l'échelle animale.

Le Carbonate de chaux est décomposable par la chaleur quand il est pur il ressemble d'abord par l'éclat au marbre.

il est insoluble dans l'eau, mais on peut cependant le dissoudre à la faveur d'un excès d'acide carbonique.

le Carbonate de chaux ainsi dissous coule par les fentes des terres et des grottes et perdant un excès d'acide carbonique il constitue les stalagmites et les stalactites.

L'eau d'arcueil est chargée de Carbonate de chaux, pour la rendre potable ainsi que les Eaux qui sont dans le même cas, il est quelquefois utile de la priver de son Carbonate de chaux.

En faisant bouillir une solution de bicarbonate de chaux, une partie d'acide carbonique se dégage, et le Carbonate de chaux non dissous se dépose. le dépôt de Carbonate de chaux, qui se fait naturellement peut être empêché en mettant dans l'eau qui se trouve en solution, des matières organiques -

Il a voulu de faire chauffer la solution de

Bi Carbonate de Chaux. on ajoute au contraire de la chaux dans cette solution, on combine cette chaux avec l'excès d'acide Carbonique et on forme ainsi deux équivalents de Carbonate de chaux qui se précipitent.
de l'Eau qui contient en solution du Bicarbonate de chaux laisse déposer le Carbonate de chaux en rhomboïdres quand on la chauffe à + 15°. Dans les Eaux thermales, les cristaux de Carbonate de chaux sont comme les cristaux cristaux d'aragonite.
quand on expose à l'air un saccharate de chaux, on forme un carbonate de chaux hydraté

21 Juin 44e leçon.

Le Carbonate de chaux sert à fabriquer la chaux. quelquefois au lieu d'obtenir une chaux qui se délite facilement dans l'Eau on obtient une chaux qui ne se délite que très lentement — La Chaux maigre se produit toujours quand on calcine des calcaires uniques contenant des argiles longtemps cette chaux est restée sans application.
Les chaux ont la propriété de se prendre en masse quand on les met dans l'Eau on connait la Chaux hydraulique sur la formation de laquelle existe la théorie de Mr Vicat. d'unant de la chaux pure ou bien encore du Carbonate de chaux — on la calcine avec de la silice

cristallisé, on obtient alors un mélange de quartz et de chaux qui ne se durcit pas dans l'eau. Quand on calcine à une température modérée un mélange de carbonate de chaux et d'argile, on obtient un ciment qui ne se durcit pas dans l'eau et qui devient très solide. La chaux hydraulique se durcit dans l'eau de même que le plâtre en reprenant son eau de cristallisation. il se produit un silicate de chaux et d'alumine qui se combine avec l'eau pour former un hydrate très solide et insoluble dans l'eau. En prenant un silicate à l'état d'argile on le calcine légèrement avec de la chaux on fabrique artificiellement la chaux hydraulique ~~par cette théorie~~

D'après cette théorie il faut prendre 4 parties de craie de Meudon et 1 partie d'argile de Passy — on fait un mélange avec l'eau ~~de manière~~ à former des briques que l'on soumet à une légère calcination à une basse température

La magnésie peut entrer dans la composi-
-tion des chaux hydrauliques et remplacer
la chaux —

Les Pouzzolanes employées par les Romains
dans leurs constructions étaient formées
en grande partie de silice et de matières
leurs donnant les propriétés hydrauliques.

Le Carbonate de chaux peut se combiner
avec le Carbonate de soude et former
un sel double découvert par Mr
Boussingault et auquel il a donné le
nom de Gay-Lussite ($CO^2CaO, CO^2NaO, 5(HO)$)
Mr. Berthier prépare artificiellement
le corps en fondant ensemble les deux
Carbonates —

Verre de Bohême	quartz	100.
	chaux	50
	Carbonate de Ko	75
Verre à vitres	Sable	100
	Sulfate de soude	44
	charbon	8,5
	chaux éteinte	6
	Rognures	20 ou 100
Verre à glaces	Sable	300
	Carbonate de soude	100
	chaux éteinte	43
	Rognures	300
Bouteilles	Sable jaune	100
	Soude brute	200
	Cendres	50
	fragments de verres	100.
Cristal	Sable pur	300
	minium	200
	Carbonate de Ko purifié	90, 95
	groisil	100 ou 0.
	acide arsenieux	
Composition du flint-glass	silice	42,5
	alumine	1,8
	oxyde de plomb	43,5
	chaux	0,5
	potasse	11,7
		100 0

[illegible] chaux [illegible] briques la chaux que
quelquefois autres [illegible] une chaux [illegible] parfaitement
dans l'eau [illegible] très lentement.
Chaux maigre — il paraît toujours qu'avec un calcaire
des calcaires impurs, [illegible] argiles — [illegible]
[illegible] applications — [illegible] la propriété
de se prendre en masse solide quand [illegible] dans
l'eau; chaux hydraulique — [illegible] Vicat
[illegible] la chaux [illegible] calcinée avec de
la [illegible] cristallisée, on obtient un mélange de
[illegible] de chaux [illegible] dans l'eau)
mélange de carbonate de chaux et d'argile calciné
à température modérée avec un ciment qui ne se
dissout pas dans l'eau et [illegible] très solide
~~[illegible]~~ cette chaux hydraulique se prend dans l'eau
[illegible] en [illegible] une eau en
[illegible] il se produit un silicate de chaux
et alumine [illegible] avec l'eau forme un hydrate
[illegible] et insoluble dans l'eau

On pourrait [illegible] d'argile même [illegible]
[illegible] légèrement [illegible] de la chaux. — Un
[illegible] artificiellement la chaux hydraulique
depuis cette théorie
il faut mélanger [illegible] la [illegible] de [illegible]
1 argile de [illegible]
mélanger avec de l'eau [illegible] former des briques
[illegible] calcinées à température basse

magnésie peut entrer dans la composition des chaux hydrauliques et remplacer la chaux
Pouzzolanes employées pour [illegible] comme ciments dans les constructions
Carbonate de chaux peut se combiner avec d'autres carbonates,
Carbonate double de chaux et de soude découvert par Boussingault.
$1 CO^2 CaO \; 1 CO^2 NaO + 5 HO$ (gaylussite)
[illegible] carbonate double artificiellement

Carbonate de magnésie —

D. nature Bicarbonate. [illegible]
Sel de magnésie [illegible] par un carbonate soluble
précipité blanc [illegible]
$4(CO^2 MgO, HO) + MgO.HO$ magnesia alba des pharmaciens
quand on chauffe [illegible] perd CO^2 et donne MgO
calcinée
On emploie en Bohême [illegible]
[illegible]
[illegible]
Carbonate de magnésie qui chauffé dégage l'eau [illegible]
peut se combiner aux autres carbonates - ~~Dolomie~~
Dolomie $CO^2 MgO$ et $CO^2 CaO$ at. à at.
employée fréquemment pour faire $SO^3 MgO$ —

Borates —

formés par la combinaison de BO³ et Boro-
[illegible] [illegible] composition des Borates [illegible]
[illegible] par la chaleur

[illegible] [illegible] Borate [illegible] [illegible]
Borique [illegible] [illegible] par [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] Borique [illegible]
alors [illegible]

pour plus [illegible] [illegible] avec Borique [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
~~[illegible]~~ [illegible]

Borate de soude

[illegible] BO³ et NaO BO³ NaO
2(BO³) NaO

2(BO³)NaO Borax [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] ~~[illegible]~~ [illegible]
[illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible]
dans [illegible] et [illegible] ~~[illegible]~~ [illegible] le corps [illegible]
[illegible] —

[illegible] et [illegible] Borax [illegible] par [illegible]
[illegible] Borique [illegible] de [illegible]

Borate de soude [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible]

[illegible] avec [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible]
[illegible] Borax [illegible]

est apparent. quand chauffe et autre experience
jeanne équit — fondre apres etre cuite et devenu
envers transparent — avec le cristal mais tabulle
d'aus clivé

alors apres fin opera transparent en abandon
de l'eau

peut donner les acides metalliques. il peut etre
bien prendre deux differents calcinations

pyrite analysée — de la famille des dissolutions
employée dans les arts qui faites les tendres

decouvert en 1828 (en Rouge) de cristal rose pour
cubique — cristallise en octaedres pour cela il faut
operer rapidement dans une dissolution en chauffe

sur quelques acides bruyants analyse le
rose couramment.

tabulle de Rouge — bornes selon de 80° de temperature
un peu de 80° massive — decomposer à rouge
calcaire — en explosion et durement.

Sel de Rouge — arrive dans la fonte
retrouve dans une oxygenation
comme produit de diverses de tournesol

Sulfure de Rouge explose par leur chaleur

Silicates.

silice le carbone en proportions avec les bases
SiO^3 mo. ~~peuvent~~
peuvent [illegible] artificiellement
silice [illegible] en bases alcalines forme silicates
solubles et fusibles [illegible] [illegible]
par [illegible] ~~alcalinité~~ dans l'eau ~~[illegible]~~ ~~[illegible]~~
peuvent former des silicates [illegible] silicate soluble
[illegible] avec un insoluble devient moins insoluble
[illegible]
[illegible] métalliques Roul et [illegible]
[illegible] la solubilité des ~~[illegible]~~ silicates.
[illegible] [illegible] pour un silicate soluble
silicate de potasse. [illegible] par un acide ClH. [illegible]
[illegible] gélatineuse de silice
[illegible] silice ~~[illegible]~~ [illegible]. [illegible]
[illegible] silice gélatineuse [illegible]
de ClH.
[illegible] silicates [illegible] [illegible] par les acides.
[illegible] [illegible] [illegible]
FlH — [illegible] les verres

Silicate de potasse verre soluble
[illegible] de caillou
pur Ht [illegible] obtenu en fondant dans un
[illegible] potasse silice [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible]
[illegible] [illegible]

nitrate de potasse vend bicarbonates organiques
insolubles.
pour faire le nitrate de potasse agissez — 10 C... / 1/ 31 ...

Nitrate de soude — Charbon

gravi: analyse avec les gravures — colonne de [illegible]
C... et charbon...
impossible d'en faire nitrate de soude [illegible] calorifère
vend: ... mélange ... de soude et ... [illegible]
nitrate de soude complètement insoluble

Vert

un vert vend de [illegible] et [illegible] avec
d'autres [illegible]
[illegible] quand [illegible] comme
[illegible] et [illegible] avec [illegible]
[illegible] avec du [illegible]
[illegible]
Vert [illegible]
[illegible]
Vert [illegible] — [illegible]
les cuivres
[illegible] — [illegible]
[illegible]
[illegible]
H_2SO_4 [illegible]
[illegible]

le salpêtre est ajouté dans le verre pour aider la décomposition du sulfate de soude.

Dans certaines localités on prend laves, silicates naturels.

fabrication, verre à part [illegible] temps 24 [illegible] silicates — à 9° fait des combinaisons de borax ou silicates

verre est fusible à température différente selon la composition [illegible]
verre [illegible] plus fusible
dévitrification [illegible] le verre pendant longtemps [illegible] du verre il se fait une [illegible] aux silicates
[illegible] une certaine proportion de la alcali

Verre trempé [illegible] d'une température de 300 à 350° [illegible] de [illegible] très [illegible] clair —
[illegible] alors [illegible]
[illegible] très [illegible]

Décomposition [illegible] de l'eau sur [illegible] pour alcalique [illegible] alcali —

[illegible] alcaline
FLH —. [illegible]
verres

Poterie ordinairement formée par la combinaison du silicate d'alumine avec un autre silicate fusible. Kaolin pur est depuis employé – on pourrait faire une bonne poterie avec l'alumine pure on fait entrer avec l'argile beaucoup de graisses qui lui ôte la propriété de retrait. on emploie le plus souvent le sable. . quelquefois aussi le feldspath – ~~pot~~ silicate ~~d'alumine~~ et de [illegible] ou quelquefois aussi de la chaux. on emploie aussi des argiles marneuses. argile et carbonate de chaux.

on distingue 4 classes de poteries –

1° Poteries qui constituent les briques les carreaux. briques de bonne qualité formé par combinaison de silice et alumine pure – argile toujours mélange d'alumine silice oxyde de Fe MnO CaO [illegible] on doit être réfractaire ne doit pas contenir d'oxyde de fer

2° faïences qui peuvent se subdiviser –
pâte formée de silice alumine et chaux impossible de transporter un pareil [illegible] de fer-tile de pièce [illegible] à peine calciné mais pour [illegible] à une température plus élevée il faut alors le vernir avec une couverte de PbO

2 (380)

[illegible] dovvero qui ab [illegible] della faience

Colore comune [illegible] [illegible] [illegible] rapporto delle grandes variations [illegible]

3° Grès — [illegible] allumine [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] ils [illegible] rapporto [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] grès [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]

2° Porcelaine [illegible] [illegible] [illegible] Saxe, [illegible] [illegible] [illegible] kaolin [illegible] spath —
Porcelaine tendre, [illegible] [illegible] grande quantité d'alcali —

Composition des principales poteries
Faience de Bernard de Palissy.

Silice	67,50
alumine	28,51
chaux	1,52
Fer	2,01

Potasse toujours brune

Faience de Nevers —

silice	61,50
alumine	12,99
Chaux	16,24
Fer	3,01
magnésie	0,25

Émail de faience

Calcins	47,	18 SnO2 / 82 PbO
~~Silice~~ Sable	47	
sel marin	3 —	
Soude [illegible]	3 —	

Grès — silicate soude d'alumine et chaux.

argile de Dreux — 25 —
Kaolin — argileux — 25
Feldspath — 50 —

Kaolin produit de la décomposition lente de la roche feldspathique.

Kaolin { silice 57 —
alumine 33 —
chaux — 2
[illegible] — 6 —

Pâte de Sèvres — (Pâte de Sèvres)

Kaolin argileux	48.
Sable de kaolin	48.
Chaux	4 —

(Probablement mélange de kaolin et feldspath — note linking the 2nd and 3rd lines)

Fondant. Écaille — Vieux Sèvres

nitre	22.
sel marin	7,2
alun	3,6
soude d'Alicante	3,6
gypse — SO^3 CaO —	3,6
Sable [illegible] —	60,0

Généralités sur fabrication selon d'autres éléments des argiles — usage pas décentrations sable bien choisi sans [illegible] pour les [illegible] blanche

[illegible] et mélange —

poteries [illegible] pour le [illegible] acide [illegible]
procédé de [illegible] [illegible] ~~[illegible]~~
[illegible] [illegible] — [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] à 110 Wedgwood —
[illegible]

Couverte —

[illegible] [illegible] des [illegible]

[illegible] [illegible] ([illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible])

[illegible] couverte — [illegible] [illegible]
[illegible] au [illegible] ([illegible] [illegible]
dans [illegible] [illegible] [illegible] la couverte [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] de [illegible] [illegible] de
[illegible]

Généralement les [illegible] de [illegible]
[illegible] plus [illegible] [illegible] [illegible] poteries
[illegible] [illegible] au temps [illegible] au [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] à
[illegible] de + 60° Wedgwood — [illegible] [illegible] de
[illegible] — [illegible] [illegible] feu — pour [illegible] au
grand feu [illegible] au [illegible] [illegible]

Caractères des sels d'après les bases

Bases alcalines – certaines
KO, NaO, AzH^3 – LiO —
Bases alcalino terreuses
BaO, SrO, CaO, MgO —
Bases terreuses
Al^2O^3, et analogues

comment reconnaître à quelle classe on a affaire
Bases alcalines excepté carbonate solubles dans l'eau
avec CO^2 [illegible] LiO soluble dans grande quantité d'eau
Bases alcalino terreuses – avec les acides forment des sels
précipitables par les carbonates – non précipitables par
l'ammoniaque – [illegible] par un carbonate –
Bases terreuses précipitables par les carbonates carbon[illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] CO^2.

Sels de KO – $\overline{A}$
[illegible] contiennent $\overline{T}$ artrique [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] de la
[illegible] [illegible] [illegible] —
[illegible] par les sels de platine [illegible] [illegible] alcool [illegible]
[illegible] par ammoniaque [illegible] ~~[illegible]~~
Chlorure de platine précipite jaune [illegible] [illegible]
ClO^7 et [illegible] [illegible] [illegible] dans l'eau
[illegible] [illegible] fluosilicique précipite gélatineux [illegible]

Sels de soudes — ammoniacale de la platine rien précipité
carbonate de potasse ... précipité précipité
... pour la dissolution précipité grenu
Ammoniaque. 1 caractères importants : mélange avec
... de décomposition à température ordinaire de ... de
de AzH²
Sels de lithine précipités par carbonates solubles
dans un excès d'eau
Sels de Baryte. par SO³ — un sulfate
précipité par acide hydrofluosilicique
Strontiane
pourrait se confondre avec la Baryte précipité blanc
par SO³ presque complètement insoluble
... sulfate ... de ...
précipité :
Chlorure ... alcool
Chaux — Oxalate d'ammoniaque précipité blanc
... —
Sels de Magnésie — ... ...
... par bicarbonates ...
... carbonate magnésie ... blanc
Phosphate d'ammoniaque ... Ammoniaco-magnésien
... complètement insoluble dans l'eau

25 Juin — Cr^2O^3.

des qui oxide de chrome hydraté - precipité dans l[illegible] pourvu[illegible] - devient bleuatre [illegible] et même 6 20 % [illegible] immediatement dans les acides esperance. [illegible] de chrome

si [illegible] dans un [illegible] [illegible] devient [illegible] [illegible] par degres lumineux - [illegible] [illegible] tous acides [illegible] avec les [illegible] [illegible] des [illegible] ou difficiles.

[illegible] [illegible] [illegible] difficilement fusible [illegible] [illegible] - [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] par H. [illegible] par la [illegible] [illegible] de carbone sur du [illegible] [illegible] de chrome.

plusieurs procedés de preparation

1° [illegible] hydraté par precipitation [illegible] par le [illegible] l'ammoniaque - [illegible] difficile à laver

2° calcinant le chromate de potasse [illegible] le soufre

$2(CrO^3; KO) + 3S = Cr^2O^3 + 2S^2O^4 + S + K$ —

3° calcination du chromate $CrO^3 \, HgO$.

[illegible] [illegible] moderée $2(CrO^3; HgO) = Hg + O + Cr^2O^3 + O^3$

4° [illegible] de chlore sur du $CrO^3 \, KO$ [illegible], au [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] cristallisé

380 $2(CrO^3 KO) + Cl = 2(Cl K) + Cr^2O^3 + O$...
expérience dans un verre [illegible] bien [illegible] expression de Cl K [illegible] Cr^2O^3 cristallisé
2° chauffer dans une cornue le bichromate de potasse
$Cr^2O^6 KO$.
[illegible] le [illegible] beaucoup [illegible] [illegible]
faisant [illegible] le bichromate de chlorure de potassium
dans une [illegible] [illegible] rouge [illegible] et [illegible] ce [illegible]
dégagent le Cr^2O^3 reste [illegible].
[illegible] acide [illegible]
Cr^2O^3 isomorphe avec Al^2O^3 —
acide chromique CrO^3
[illegible] bichromate de potasse [illegible]
par [illegible] SO^3 concentré [illegible] au bout de
[illegible] un corps rouge CrO^3 cristallisé [illegible]
peut employer 2 vol SO^3 et [illegible] de solution
saturée de bichromate de potasse
[illegible] [illegible] chromique [illegible] petite [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] pour
[illegible] par [illegible] [illegible]
[illegible] de SO^3
[illegible] rouge [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] - [illegible] de [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] pendant [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] pour 1/2 de [illegible]

pouvait se former un sesquioxide de Chrome
employe maintenant comme oxidant pour
[illegible] pour le bleu de Co [illegible] de l'aniline ou de
[illegible].

alcool [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] corps [illegible] Cr^2O^3
[illegible] [illegible]

[illegible] ~~[illegible]~~ et CrO^3 = $Cr^2O^6 + H^6Cl^6 = H^6O^6 + Cr^2Cl^3 + Cl^3$

acide perchromique Cr^2O^7. (Barreswill)
[illegible] de ~~[illegible]~~ oxigéné sur Cr^2O^3. [illegible] corps
[illegible] [illegible] - par [illegible] sur Barreswill
[illegible] par l'[illegible] qui dissout Cr^2O^7. [illegible]
[illegible] parce que Cr^2O^3 [illegible]
sulfate de Chrome [illegible] ~~[illegible]~~
$Cr^2O^3 + H^2SO$.

Chrome et chlore

Chlorure de Chrome Cr^2Cl^3 correspondant au sesquioxide
[illegible] [illegible] Cr^2O^3 au charbon et [illegible]
[illegible] de chlore [illegible] corps [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] $CrCl$ [illegible]
chlorure de Chrome
[illegible] de ce corps [illegible]
[illegible]

388 [illegible] chlorure de chrome devient [illegible]
par [illegible] [illegible] [illegible]. Hydrogène [illegible]
$Cr^2Cl^3 + H = ClH + Cr^2Cl^2$
[illegible] [illegible] pour [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] traitement de chrome
$CrCl, HO + KO = ClK + CrO$.
[illegible] [illegible] [illegible] sesquioxyde
[illegible]. [illegible] $CrO\ Cr^2O^3 = Cr^3O^4$ — [illegible]
[illegible] [illegible] puis [illegible] un perchlorure
de chrome $CrCl^3$ [illegible]. [illegible]
En effet [illegible] ainsi $2(CrO^3) + Cl^3$ N. B.
[illegible] $2(CrO^3) + Cl = CrCl^3, 2(CrO^3)$ [illegible]
[illegible] $CrO^3 + Cl^3$ [illegible] Paul Blondeau
[illegible] de [illegible] de Cr^2O^3 [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible]

[illegible] de chrome [illegible] traité par alcali [illegible]
KO ou NaO précipité vert Cr^2O^3 soluble dans un excès
d'alcali

AzH^3 précipite Cr^2O^3 [illegible] dans un excès
d'AzH^3 [illegible] précipitent [illegible] de chrome en
[illegible]
Cyanoferrure de potassium précipite [illegible]
chrome [illegible] [illegible] [illegible] dans un excès [illegible]
Sulfure [illegible] de chrome précipite [illegible]
[illegible] [illegible] de chrome
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible]

[illegible] le chrome de
ses solutions [illegible]
[illegible]

[illegible]

Sulfate de chrome — SO^3 et Cr^2O^3 [illegible]
[illegible]
$Cr^2O^3 + SO^3,\ 2SO^3,\ 3SO^3$ [illegible] $3(SO^3)Cr^2O^3$ [illegible]
[illegible] $SO^3KO, 3(SO^3)Cr^2O^3\ 24HO$.
correspondant [illegible]

Sulfate [illegible] de chrome [illegible]
[illegible]
[illegible]

[illegible]
[illegible] $CrO^3, KO + SO^3 = Cr^2O^3$

Chromates. formés par combinaison de CrO^3 et base
dans chromates neutres rapport de l'oxygène de la base
[illegible] :: 3:1
[illegible] chromates [illegible]
[illegible]
[illegible] de SO^3 [illegible]
[illegible]

Chromate soluble [illegible]
[illegible] par PbO jaune de chrome
[illegible] chromates [illegible]

chromate traité par HCl donne de [illegible] de chlore et chlorure de chrome Cl^3Cr^2 [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] chromique.

Chromate de fer - est produit par [illegible] un mélange de . Fe^2O^3, CrO. [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] de salpêtre [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] la potasse [illegible] [illegible] chromate de potasse [illegible] [illegible] [illegible] AcO^3 [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] une chromate de potasse [illegible] [illegible] chromate [illegible] de potasse [illegible] [illegible] -

[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] soluble dans [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] cristallise [illegible] HO [illegible] par 800 [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]

[illegible] Le bichromate de potasse [illegible] $2CrO^3KO$ [illegible] [illegible] [illegible] à +170 [illegible] —

Ozone découvert par Schönbein.

28 Juin

Manganèse

signalé pr la première fois d'abord comme [illegible] par Scheele dans [illegible] Scheele découvrit dans [illegible] [illegible]. Mn Ba Cl. isolé en 1774 par Gahn — propre même [illegible] chrome métal pr [illegible] de l'oxyde de manganèse et du noir de fumée [illegible] [illegible] dans un creuset brasqué [illegible] de [illegible] [illegible] : une [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] métallique [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] densité = 8,013

[illegible] [illegible] pr [illegible] [illegible] décompose l'eau [illegible] [illegible] [illegible] dans l'huile de naphte

Le manganèse [illegible] une [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible], [illegible] [illegible] et la [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] en HCl.

Son équivalent est 345,90 —

Manganèse et oxygène

combinaisons correspondant avec le chrome

protoxide de mn — MnO —

deutoxyde de mn — Mn^3O^4 (MnO, Mn^2O^3)

sesquioxyde de manganèse Mn^2O^3

peroxyde de manganèse — MnO^2

acide manganique — MnO^3

acide permanganique — Mn^2O^7

392 MnO base très énergique. quel est corps [illegible] énergie [illegible] de la chaleur de [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] combinaison de la [illegible]. [illegible] il absorbe immédiatement [illegible] – et [illegible] [illegible] [illegible] plus [illegible] d'oxydation [illegible] [illegible] de [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] par [illegible] [illegible] en [illegible] Chlorhydrate [illegible] mis en décomposition [illegible] formant ClH et O.

[illegible] Mn^2O^2 = Cl Mn + MnO^2 [illegible] [illegible] [illegible] –

plusieurs modes de préparation de MnO. V. le [illegible] [illegible] [illegible]

[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] ayant pour ~~le [illegible]~~ Mn^2O^3 ou MnO^2 placés dans [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] et on y fait arriver un courant d'H [illegible] [illegible] – MnO^2 + H = HO + MnO

[illegible] [illegible] plus [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] dans un courant de H [illegible] et [illegible] dans [illegible] [illegible]. – pour [illegible]

2°. [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] CO^2 MnO. [illegible] blanc [illegible] [illegible] [illegible] en mis dans une [illegible] [illegible] [illegible] dans

en courant d'acide carbonique

Mn^2O^3 peroxyde de manganèse

obtenu en calcinant [illegible] MnO [illegible] MnO ~~Mn^2O^3~~

$3(Mn^2O^3) = Mn^3O^6$ dans un courant de gaz oxygène la

1/3 de oxygène $= O^2 + Mn^3O^4$

Mn^2O^3 [illegible] $= Mn^3O^4$ — chauffé

oxygène dans [illegible] manganèse [illegible]

chauffé [illegible] Mn^3O^4 —

[illegible] se décompose en MnO et Mn^2O^3.

[illegible] acides. Acide sulfurique

Mn^2O^3. [illegible]

HO^3 MnO chauffé [illegible]

[illegible] Mn^2O^3

[illegible] [illegible] acide sulfurique

d'après M. Berthier MnO [illegible]

$= Mn^2O^3$.

[illegible] manganite

[illegible] acide

[illegible] avec la acide

[illegible] [illegible]

Mn^2O^3 chauffé avec $3SO^3$ et $3SO^3HO$ [illegible]

de manganèse $3SO^3 Mn^2O^3, 3SO^3HO$

Peroxyde de manganèse MnO^2
nombreuses applications. sert à préparer le Cl. — [illegible]
[illegible] pouvoir décolorant pour empêcher [illegible]
[illegible] pour neutraliser [illegible]
[illegible] métalliques
[illegible]
[illegible] nombreuses [illegible]
[illegible]
calcinant rapidement $Az O^5 MnO$ on obtient
du bioxyde [illegible] des manganates [illegible]
Mauvais conducteur de l'électricité quand
chauffé $Mn^3O^6 = Mn^3O^4 + O^2$
action des acides $MnO^2 + SO^3,HO = MnO SO^3,HO + O$ —
AzO^5 action [illegible]
[illegible]
acide oxalique (C^2O^3) chauffé avec [illegible]
$C^2O^3, C^2O^3 + MnO^2 = C^2O^3 MnO + C^2O^4$.
procédé d'analyse du bioxyde de manganèse —
SO^2 peut dissoudre MnO^2 — $SO^2 + MnO^2 = SO^3 MnO$.
$2SO^2 + MnO^2 = S^2O^5 MnO$. hyposulfate de manganèse
Important au [illegible]
$HCl + MnO^2$ [illegible] $2HCl + MnO^2 = Cl Mn + Cl + H^2O^2$
[illegible] Cl Mn [illegible] de chlore [illegible]

[illegible] correspondant à [illegible] quelques [illegible] momentanément. Cl^2 [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] aussi [illegible]
[illegible] observé que [illegible] [illegible]
[illegible] au [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible]
[illegible] 1848 par [illegible] [illegible] ~~[illegible]~~ Woods.
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] avec KO [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] avec à KO. [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] : [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] 1 $ClO\,KO$ 1/2 KO, HO et 1 [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] avec $SO^3\,KO$
[illegible] dans [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible]

manganate se transforme en permanganate [illegible]
[illegible] de [illegible] de manganèse

3 MnO^3KO dans l'eau [illegible]
= MnO^2 [illegible] Mn^2O^7KO soluble + 2KO.
permanganate de [illegible] en contact avec l'eau
[illegible] immédiatement [illegible] rouge

MnO^3KO [illegible] alcaline [illegible]
acide MnO^3 [illegible] se décompose [illegible] en ~~[illegible]~~ MnO^2 + Mn^2O^7
acide [illegible] décolore le permanganate de [illegible]
SO^2 [illegible] SO^3 $MnO^3 + S^2O^4 = MnO + S^2O^6$ —

[illegible] décompose immédiatement MnO^3KO
[illegible] par l'effet de [illegible]
[illegible] de MnO^3KO [illegible]
[illegible] MnO^2
acide manganique n'a pas été obtenu isolé -

Mn^2O^7 - [illegible] (acide permanganique)
[illegible] de l'eau [illegible] manganate
[illegible] Mn^2O^7 [illegible] permanganate
[illegible] corps [illegible]
Mn^2O^7BaO [illegible] SO^3 [illegible]
SO^3BaO. [illegible]
[illegible]

Sels de manganèse.

[illegible] sesquioxyde agit comme [illegible]
[illegible]

Les protosels [illegible] ordinairement blancs ou légèrement rosés — quand parfaitement blancs [illegible] rose il y a ordinairement du cobalt. [illegible] de sesquioxyde

[illegible] métallique — traités par alcali KO ou NaO on obtient précipité blanc [illegible] à l'air par l'oxygène [illegible] sesquioxyde [illegible]

AzH^3 [illegible] précipité [illegible]

Carbonates. Carbonates de manganèse précipité blanc légèrement rosé

Cyanoferrure de potassium précipité [illegible] blanc [illegible] précipité blanc légèrement bleu

[illegible]. [illegible] précipité blanc

HS. ne précipite pas [illegible] solution [illegible] parfaitement [illegible]

[illegible] [illegible]

Sulfures précipités [illegible] blanc rosé

558

metalice reprezintă jumai metallic
metallici
Alcali, nemai vedeți ge converge ca aldea
huitvaste verde ulaptelelo lutea ouglo
oxuvia stendue.
Oxidul de mangan și fondarea sa ne
leate ge vesi. ur dubiuțiune aurora violaci —

Oxid des Manganes.

MnO^2 a cunoscut jumătăți per Laurent ca
FeO_3NO. Co^2Cu, H^2O^2
Mn ↑ Gay Lussac a căutat reprezentă gi las rezulta
encelul căpușel minute
$MnO^2 + H^2Cl^2$ dezoge $Cl + HO + ClMn$
Wagner apreciază lo particulele Atunge dezoge
MnO^2 ca afirmă lucrarea de reprezenta 2 volume
de Chlor corespunzând cu 2 de MnO.
$MnO^2 + SO^3 = SO^3 MnO + O$ — 1 O corespunde a 1 MnO^2
ar urmarea în a rezolva ala ↑ rezulta
de proba 3,98. MnO^2 încadrează le căutare adunarea
cu ri 3,98 de MnO etapă dedus dovedă Metru Cl
reactivurile interacția Cl Ooxdarea relativă
$2KO + 2Cl + 2KO = ClK + ClO\,KO$

woppeur a chlore . reblutur provenuiir
Chloromètre Crublyer $2SO_3$ = $2SO^3NO + Cl2$.
infut oxxarte chlor Davonbullen contenant
solution de KO. arcose solution de KOHK + ClOKO
... KO Dereuvon de l litre elau explore
la resolution normale ...
... apl... a la chlorometrie

1 Juillet

Fer

connu de toute antiquité ... employe ...
des alliages ont ... de ...
se trouve allié ... ...
... de Carbonate ... ...
... ...

se trouve ... allié natif . ... état
... ...

chimiquement pur ...
... ... employe chimiquement ...
... par le procede ...
... ...
... ... chimiquement ...
... ...

Mauss ont un aspect plus ou differts de la
fonte — on l'obtient obtenu par ces cuivres en
autre cheminement par reduisant l'Fe
analyse de fer — décomposé
Fer de Suède le petit presque de la nature en
trace de fer asymetrique C. 0,00293. Si. traces — Ph 0,00077
manganèse.
Fer de Champagne C. 0,00193 Si. 0,0212 Ph 0,0210.
mn traces
Fer du Berry — C 0,0182 Si traces Ph 0,0187 mn traces
Fer décomposé est doublement gris pour
un grand poli. Cassure potentielle — dans un grain
pâle pottement
Densité = 7,788. malléable moins ductile que le
8me métal 2me pour la ductilité
peut-être cuivré comme le plus tenace de tous
les métaux. — 2250007. fil brisé un fil de 0,002
de diamètre
un fer de bonne qualité doit être fibreux. mais la fonte
orbre il cristallise en lamelles lors longtemps
restées lors coulant.
mis dans dessus Magnétisme tend change dans
un niveau qui peut vite ensuite devient ...
Ward. Spécial fonte fusible à 1300 ... degré
dispose ... à 900
marche... dans ...
et aimanté facilement ... plus ...

[illegible] asymétrie [illegible] de 90° quand on
[illegible] asymétrie [illegible]
[illegible]
[illegible]
[illegible]
[illegible] 9.9 [illegible] – [illegible]
[illegible]
[illegible]
[illegible]
[illegible] rapidement [illegible]
[illegible]
[illegible]

[illegible]
[illegible]
[illegible]
[illegible] CO^2HO [illegible] $C^2O^2H^2O$ [illegible]
[illegible]
[illegible] H^2 [illegible]
[illegible] H^2 [illegible]
[illegible] HO [illegible]
[illegible]
[illegible]
[illegible]

[illegible]
[illegible]
[illegible]
[illegible]
[illegible]

402 [illegible]

[illegible]

on FeO^3 [illegible]

[illegible]

[illegible]

[illegible]

[illegible]

[illegible] .

[illegible]

[illegible]

[illegible]

[illegible]

[illegible]

[illegible]

[illegible]

[illegible]

[illegible] actif.

Oxides de fer

[illegible]

[illegible] FeO. Fe^2O^3. FeO, Fe^2O^3 [illegible]

[illegible] Berthier. [illegible]

$= 4 FeO, Fe^2O^3$ — $6 FeO, Fe^2O^3$ — FeO^3 [illegible]

FeO [illegible]

[illegible] FeO^3 [illegible]

[illegible]

[illegible]

[illegible] = $FeO\ Fe^2O^3\ HO$

normal du chlore d'aluminium en peroxyde associé de fer.

faisant bouillir ce corps de fer dans l'eau immédiatement noir ... Fe O ... de 100 gr. et 339,91 ... équivalent est 349,809.

Fe^2O^3 — tendance. Dans les travaux ... intéressant ... spéculatif ... obtenu ... ...

... hydrate ... chlore ... calcinant de certains ... $Az O^5 Fe^2O^3$

... du ... de fer ... collection ... de fer ... $SO^3 Fe^2O^3$ ... cristallisé ...

... Fe²O³ ... production ... cristallisé. —

... $Cl^3 Fe^2$ ... H^2O^2 ... $= 3 ClH$ et Fe^2O^3 ... cristallisé —

... Fe^2O^3 et Al^2O^3 ... $AzO^5 Fe^2O^3$

404

oxyde de fer magnétique peut être calciné et

... [illegible] ... sa forme [illegible]. D'autre

peut hydrate ... [illegible] ... provenant a ... [illegible]

... [illegible] ... peut [illegible]

... [illegible] ... de sa couleur ... [illegible]

... [illegible] ... corps ... [illegible]

... [illegible] ... Fe^2O^3. peut mélange avec

... [illegible] ... problème ... [illegible]. [illegible]

... [illegible] ... uniforme ... [illegible].

peut mélange ... [illegible] ... oxyde ... [illegible]

... [illegible] ... peut calcinés

~~... [illegible] ...~~

Oxyde de fer magnétique FeO, Fe^2O^3 ... [illegible]

... [illegible] ... métallique ... [illegible]

... [illegible] ... = ... [illegible]

... [illegible] ... magnétique ... [illegible]

... [illegible] ... par [illegible]

mélange ... [illegible]

... [illegible] ... le mélange ... [illegible]

... [illegible] ... on ... [illegible].

Oxyde ... [illegible] Fe^2O^3 ... [illegible]

... [illegible]

... [illegible] ... calcinant ... [illegible]

avec nitre et Potasse ... [illegible]

... [illegible] Fe^2O^3 ... [illegible]

... [illegible] ... de potasse ... du chlore et ... [illegible]

procede Fe^9O^4 [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] de [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible].

[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible]. [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible].

[illegible] [illegible] per [illegible] $Fe\,O^3$
[illegible]

[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] Nav [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible]

Sulfon de fer

[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]

Fe^8S. [illegible] [illegible] per H [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible]

Fe^2S. [illegible] [illegible] per H [illegible]
~~[illegible]~~ [illegible] [illegible]

FeS. [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] $Fe\,O\,S$. [illegible]
[illegible] [illegible] per HS
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]

404 ter

[illegible]

[illegible] pour. [illegible]

[illegible]

[illegible]

[illegible]

[illegible]

Fe 53 [illegible]

[illegible]

[illegible]

[illegible] Fe 8c. [illegible]

[illegible]

[illegible] Fe [illegible]

[illegible]

[illegible]

[illegible]

[illegible] = 1/981. [illegible]

[illegible]

[illegible]

[illegible]

[illegible]

[illegible] = 50 [illegible] Fe 60. [illegible]

[illegible]

404 quarto

vert quarosallzu praefa AcOl-uranu u Eun
vgale prund elemesfa i ow un exauul
vrrile neapulayui 6 FeS FeS²

Sele depr

Lun dedraeiappere un maximum a t un
minimum

Deposit. introduce dou vabuleu ferspor.
fracloruin vousbum dum viuni SO3 it au
forma sl ueps minimum

$Fe + SO^3 HO = SO^3 FeO + H$

supune aur vabuleu alate du continua
Vlai

Ulesps au Maximum fmele uproduire
al minimum Dalle por un coperscidaut

Ulesps minimum au Ules un calorulau
verdat quelquefois Vlanu quar nessisauun
vemélao. Dour astriyentes

alcalis fac pracipitare FeO. Vlaufluraile
versonulla can un consecualies dau Vad alair
jaune dier lesforenu du oulde

H_2S plus deliv minimum
verounleta pracpelebleu Dar vou - au au
Ulaeté. lauis dhepimu auv pul

409 quinto

[illegible] FeO —

Carbonate soluble précipité blanc bleuâtre plus soluble par [illegible] que par l'eau CO_2

Phosphate précipité blanc bleuâtre

Cyanoferrure et sels au minimum précipité blanc qui bleuit rapidement à l'air plus bleu [illegible] des corps oxydants. [illegible] cyanoferrure de potassium et les deux au minimum

Sels au minimum précipité de blanc de [illegible] grande affinité par oxygène qui devient [illegible] CO — précipité [illegible] [illegible] métallique.

HS. ne précipite pas les sels au minimum

Sous FeO [illegible] précipité par HS. Quand on a [illegible] [illegible] acide [illegible] soluble. = A FeO et [illegible] précipité = [illegible] [illegible] Azote

$xFe^2O^3 + HS = HO + Fe^2O^2 + S.$

Sels au maximum [illegible] [illegible] [illegible] et [illegible] précipité [illegible] [illegible] précipité [illegible] [illegible] précipité [illegible] [illegible] [illegible] HS. [illegible] x

3 Juillet.

Chlorure de fer Fe^2Cl

dissolution du protochlorure [illegible] [illegible] le [illegible] [illegible] [illegible] la [illegible] de Cl augmente [illegible] [illegible] [illegible]

Fe^2Cl^3.

[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] dans une ~~cornue~~ tube [illegible] [illegible] [illegible] rouge.

[illegible] [illegible] [illegible] donne [illegible] [illegible] [illegible] alcool et l'éther

[illegible] Fe^2Cl^3 [illegible] [illegible] H^2O^2 [illegible] Cl^3H^3 + Fe^2O^3 cristallisé.

réduit par l'hydrogène – [illegible] rouge

[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]

Chlorure [illegible] Cl^2Fe^2O. [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]

[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]

[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]

[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]

l'acide carbonique. [illegible] carbonate de protoxyde [illegible]

[illegible] [illegible] [illegible] fer [illegible] [illegible]

[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]

[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]

[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]

[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]

un bisulfure dans grand [illegible]

Sulfate de FeO —

vient le fer en toutes vieilles ferrailles par SO^3 hydraté

ou le propose plutôt [illegible] à l'air les pyrites

appelées pyrites efflorescentes. pour une efflorescence

[illegible] une partie [illegible]

[illegible] de [illegible]

pyrite transformées [illegible] ne [illegible] pas [illegible]

[illegible] rendre les acides. si le mélange contient un

[illegible] [illegible] [illegible] de

en excès — Evaporation et cristallisation d'un

blanchâtre. [illegible] [illegible] d'un

$SO^3 Al^2O^3$ / $SO^3 FeO$ [illegible]

avec 7 HO [illegible]

[illegible] à température ordinaire. Cristaux [illegible]

[illegible] 6 HO. [illegible]

[illegible] à température [illegible]

[illegible] si [illegible]

à [illegible] [illegible]

[illegible] 6 HO. [illegible]

[illegible] $2(SO^3 FeO) = SO^2 + Fe^2O^3 + SO^3$ [illegible]

un mélange de SO^3 HO [illegible]

[illegible] de colcothar —

SO^3 FeO [illegible] $2(SO^3 FeO) + O = Fe^2O^3(SO^3)^3$

+ FeO. dépôt ocreux [illegible] dans [illegible]

de sulfate de protoxyde de fer [illegible]

SO^3FeO grande affinité pour AzO^2. [illegible]
[illegible] carbonate et de fer oxydé, de même avec le ~~[illegible]~~ nitrate
[illegible] concentrée [illegible] comme
[illegible] de SO^3
[illegible] sulfate de fer [illegible] de même
[illegible]

employé pour analyses des mélanges gazeux contenant
AzO^2 absorption dans solution de SO^3FeO [illegible]
employé aussi pour reconnaître dans SO^3 du commerce
AzO^5 ~~[illegible]~~. coloration rose si [illegible]
en contact [illegible]
[illegible]
[illegible]

Sulfate de sesquioxyde [illegible]
[illegible] par acide SO^3 [illegible]
précipitation [illegible]. observation [illegible]
M. Barreswil [illegible]
[illegible]
[illegible] du sulfate de protoxyde [illegible]
[illegible]. M. Barreswil [illegible]
[illegible]
[illegible]

Nitrate de fer

[illegible] (AzO^5) [illegible]

réactionnellement de laver quelque temps.

Carbure de fer fontes - aciers -
aciers contenant 0,005 de Carbone - fonte 2,05 -

fontes grises obtenues par charbon de bois.

	Champagne	Nivernais	Berry {au coke / au charbon de bois}
C	2,100	2,254	2,324
Si	1,060	1,030	1,920
Ph	0,869	1,043	0,188
Mn	traces	traces	traces
Fe	95,971	95,673	95,573

100

fonte grise obtenue par coke.

C — Pays de galles 2,450 2,550, 1,606 — franche comté Creusot.
Si
Ph.
Mn.
Fe

fonte blanche par charbon de bois.

C — Champagne Isère Siegen Coblentz.
Si
Ph
Mn
Fe.

fonte grise rarement employée [illegible] aux [illegible] — au puddlage les fontes blanches toujours en [illegible] — D. 7,05 avec teneur en phosphore plus faible [illegible]. plus poreuses - moins [illegible] que les autres fontes.

moulé [illegible] rapidement. Coulé par [illegible] à cette
de [illegible] [illegible] cristallisation [illegible]
[illegible] forme de graphite [illegible] cristallisé —
[illegible] fonte grise — [illegible]
[illegible] et cristallisé — la fonte grise
[illegible] [illegible] en [illegible]
[illegible] fonte blanche [illegible]
[illegible] complètement. C'est [illegible]
[illegible] H [illegible] HCl [illegible]
[illegible] — [illegible]
[illegible] la poudre blanche [illegible] obtient la fonte
grise.

fonte blanche [illegible]
[illegible] 2 0/0 [illegible] Densité = 7,84 [illegible]
[illegible] trouvé [illegible] —
[illegible] grise. [illegible]
[illegible] beaucoup plus [illegible]
la fonte grise

Aciers —

acier fondu de [illegible]

C. 0,65 [illegible] de fonte [illegible]
Si 0,04 [illegible] du charbon [illegible] la fonte
Ph 0,07 —
Fer. 99,24 [illegible] peut obtenir [illegible]
[illegible] le charbon

le meilleur acier est l'acier de cémentation [illegible]
[illegible] toujours ~~[illegible]~~ par [illegible] du [illegible]
n'est pas toujours homogène [illegible]
acier gris – teinte intermédiaire – entre ~~[illegible]~~ [illegible]
que [illegible] ~~[illegible]~~ [illegible] paille
[illegible] lors des opér. ~~[illegible]~~ trempe – plus la
différence de température est grande [illegible]
trempe. [illegible] plus dure [illegible]
[illegible] intermédiaire – [illegible]
[illegible] [illegible] pyrophite. [illegible]
plus
par chauffe à températures variées. première teinte
jaune à 220° teinte paille à 245 teinte pourpre
à 255 teinte rose à 280 teinte violette. à 300 bleu clair
le [illegible] degré [illegible] gris [illegible]
[illegible] ont [illegible] présentent différentes
teintes – [illegible] des [illegible] – des couleurs
~~[illegible]~~ cérise [illegible] – [illegible] ~~[illegible]~~ [illegible] rose.
<u>acier damassé</u> [illegible]
[illegible] – 99 % [illegible]
[illegible] à la température de [illegible]
[illegible] – [illegible]
[illegible].
[illegible] 1/100 [illegible]
[illegible] –

Métallurgie

[illegible] à [illegible]
[illegible] – [illegible]

[illegible] [illegible] au [illegible] [illegible] par la [illegible] de l'eau
quand [illegible] aux [illegible] la grille [illegible] [illegible] peut
[illegible] certaine quantité de [illegible] et de CO,
[illegible] ayant certaine [illegible] au [illegible] [illegible]
on [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] le carbone
[illegible] [illegible] pour [illegible] de la gangue [illegible]
[illegible] en [illegible]) il faut [illegible] [illegible] la gangue. Si
[illegible] [illegible] de [illegible] [illegible] [illegible] des [illegible]
[illegible] on ajoute de la [illegible] CO₂ CaO ou [illegible]
[illegible]
procédé catalan donne [illegible] [illegible] de [illegible].
Il faut [illegible] pour [illegible] [illegible] [illegible].

Ch: [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] fort [illegible] une [illegible]
[illegible] [illegible] carbone pas [illegible]
[illegible] par [illegible] scories contiennent beaucoup de [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] + loupe porte [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] en copeaux [illegible] forger

Procédé des hauts fourneaux
on emploie le coke il faut [illegible] [illegible] la gangue. on [illegible]
complète
[illegible] [illegible] haut fourneau [illegible] gueulard
[illegible] cuve - ventre
[illegible] par le gueulard) [illegible] de
combustible - [illegible] [illegible] et [illegible] au [illegible]
[illegible] [illegible] depuis [illegible] jusqu'à 850°
[illegible] [illegible]

gueulard
cuve
ventre
étalages
creuset

Dans les hauts fourneaux à colonnes ascendante et descendante [illegible] [illegible] convertir à CO^2 presque complètement [illegible] CO. [illegible] [illegible] comme CO [illegible] de la Nièvre - gaz formé de 81,75 CO.

1,25 H

17,00 Az

[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] de [illegible] [illegible] de CO en [illegible] Fe_3O_4 [illegible] Fe. [illegible] [illegible] hauts fourneaux. Dans [illegible] [illegible] [illegible].

gaz [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] = CO^2 12,88.

CO 23,51

H 5,82

Az 57,79

Composition de [illegible] [illegible] [illegible]. [illegible] de l'Hydrogène [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] de CO [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] chauffé à 450 à 500° [illegible] par les hauts fourneaux [illegible] [illegible] dans un haut fourneau on [illegible] [illegible] [illegible]

12000 Kil d'air. - la chaleur [illegible] 24 000 Kilo

les gaz emportent les 2/3 de la chaleur employée dans [illegible] -

employant [illegible] chauffé à 450 à 500 [illegible] [illegible] d'1/4 [illegible] [illegible]

[illegible] [illegible] fourneau [illegible] [illegible] [illegible] et des [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] en [illegible] - [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] - [illegible] [illegible]

[illegible] [illegible] la fonte — [illegible] la fonte [illegible]
il faut opérer [illegible] —
[illegible] [illegible] au le procédé [illegible] ~~[illegible]~~
mélange de [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
pour [illegible] [illegible] [illegible] forge [illegible] [illegible] [illegible] — [illegible]
[illegible] [illegible] on affine les fontes de [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] au [illegible] [illegible]
[illegible] . 10. [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
mitorne [illegible] de [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] en [illegible] à la fonte par [illegible] —
pour [illegible] le [illegible] au [illegible] le [illegible]
dans un four [illegible] procédé du Puddlage [illegible]
pour ~~[illegible] [illegible] [illegible]~~ et la compression [illegible] [illegible] [illegible] par [illegible] de
Guillot ~~[illegible]~~ [illegible] les derniers temps on a [illegible] [illegible]
nouvelle affinage de la fonte par la chaleur perdue dans
les hauts fourneaux [illegible] à la [illegible] de [illegible] [illegible]
les gaz aspirés le [illegible] [illegible] dans un four [illegible]
ou un [illegible] —

quand [illegible] [illegible] de fer il faut [illegible] une analyse
[illegible] [illegible] quantité de [illegible] [illegible] de [illegible]
[illegible] par HCl étendu pour [illegible] [illegible]
[illegible] grande quantité [illegible] et de silice [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] la quantité [illegible]
quantité de ~~[illegible]~~ — [illegible] la [illegible] [illegible]
de 10^{c} CaO. il faut ajouter [illegible] quantité d'[illegible]
[illegible] [illegible] de 10^{c} CaO [illegible] [illegible] [illegible].

Cuivre brosqui - ~~[illegible]~~ calcination de 1 en chaux [illegible] [illegible] acsfonte et scories [illegible] par le [illegible] [illegible] - (bastigie [illegible] —

Manganèse - [illegible] pulvérisé traité par [illegible] [illegible] [illegible] dans un creuset [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] - [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] - [illegible] [illegible] dans un [illegible] [illegible] - [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] ~~[illegible]~~ [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] - [illegible]

Baryum - [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] en $SO = SO^3Ba$ [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] SO^3 par SO^2 —

Fer - [illegible] dans [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] par $S\,H\,Az\,H^3$ par [illegible] [illegible] [illegible] de $S\,Fe$ -

Phosphore - [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] PhO^5 [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] AzH^3 par [illegible] Fe^2O^3 et un phosphate de Fe^2O^3 basique - [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] de PhO^5 ou Ph - (Berthier)

Carbone [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] de [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] ClO^5KO [illegible] [illegible] par le HgO^2 $= FeO$ et Carbone oxydé $= CO^2$ [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] de ClO^5KO [illegible] [illegible] CO^2 par KO — [illegible] [illegible]

[illegible] prend [illegible] ClO^5KO 4 1 B
de [illegible] B. mélange [illegible] CrO^3PbO. [illegible] ClO^3PbO. CrO^3PbO. ClK KO.

Séparation du fer et le manganèse —
[illegible] de FeO [illegible] avec le Mn — [illegible] faire
[illegible] de Fe^2O^3. [illegible] les solutions de Mn [illegible]
[illegible] ~~[illegible]~~ [illegible] [illegible] — [illegible]
[illegible] après [illegible] pour les acides [illegible]
[illegible] [illegible] avec AzO^5 [illegible]
du chlore. [illegible] a alors Fe^2O^3, $3(SO^3)$ MnO, SO^3 [illegible]
[illegible] [illegible] d'ac. [illegible] ! (KO) [illegible]
~~[illegible]~~ [illegible] — [illegible] [illegible]
Fe^2O^3 — précipitation [illegible] du [illegible] de Mn [illegible]
[illegible] aussi employer — CO^2CaO — ou CO^2BaO.
(insolubles) [illegible] [illegible] [illegible]
manganèse —
[illegible] les 2 dissolutions par HS mettant d'abord
[illegible] préalablement en acétate soluble

Zinc

[illegible] [illegible]
métal blanc bleuâtre — [illegible] cristallin — malléable
[illegible] de 100° [illegible]
[illegible] [illegible]
[illegible] 200°. — métal [illegible] — [illegible]
[illegible] Sn [illegible] Pb [illegible]
[illegible] — [illegible] [illegible] [illegible]

il regne — fievre a 37,5. [illegible] presentement
volatil a [illegible] [illegible] rose [illegible] [illegible]
[illegible] — [illegible] [illegible] — fievre de [illegible]
[illegible] [illegible] a [illegible] rose — en
[illegible] ou un autre [illegible] = [illegible] de [illegible]
[illegible] employes pour [illegible] un autre
[illegible] [illegible] —
[illegible] [illegible] — [illegible] [illegible] 300 [illegible]
[illegible] produites de [illegible] —
quand [illegible] par [illegible] 80 ~~[illegible]~~ [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] — [illegible] —
[illegible] [illegible] [illegible] de [illegible] — quand [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] — [illegible] de [illegible]
[illegible]
[illegible] — [illegible] de [illegible] — a [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] fievre [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] —
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] de [illegible] alors
[illegible] [illegible] de [illegible] — [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] de [illegible] de [illegible]
, pour un [illegible] [illegible] par un [illegible] [illegible] de [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] — [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] —
[illegible] [illegible] [illegible] — quand [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] — [illegible] [illegible]

vateur provenant - ... charbon produit ...
oxyde de carbone - ... d'anhydride carbonique dans
... mélange ... carbonate et ...
oxyde de zinc - ... équivalents ...
... toujours été $406,426$. ... $422,65$

Sulfure de zinc peut être obtenu ...
décomposition ... sulfate par charbon - S ...
... de zinc ... par ... sulfure liquide -
... blanc ... platine - ... de zinc (blende)
... comme ... blende
... en oxyde ... -

Chlorure de zinc ... préparé ... chlore ...
de zinc chauffé ... dans ...
corps ... ... à ...
... employé ...
à $300°$ ... combinaison ... d'ammonium ...
alcool ... cristallisation.

Sulfate de zinc ... peut ...
... par SO^3 ...
cristallise ... cristallise à ...
degré d'hydratation 6 et 7 équivalents d'eau ... eau
... SO^3 ... à température ordinaire ...
... toujours employé ...

Carbonate de zinc ... carbonate ...
... blanc ... analyse $= 3(CO^2)\,2(ZnO)\,3(HO)$ -
... alba

Coloration autour [illegible] partie de Carbonate de lune
sels de lune toujours blancs quand bien purs. Diverses
réactions — Oxalate par AzO_5 [illegible] et même AzH^3. [illegible]
de l'un lune [illegible] ~~[illegible]~~ poudre blanc [illegible] —
Sulfate [illegible] [illegible]. [illegible] de la [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] AzH^3 ——
Carbonates et sels de lune précipité blanc
Cyanoferrure. [illegible] précipité blanc [illegible] pas
cyanoferrure de [illegible] de lune précipité jaune de
[illegible] précipité [illegible] —
HS ne précipite [illegible] de [illegible], [illegible] et [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] ~~[illegible]~~ [illegible]
précipité blanc.
aucun métal ne précipite la lune de ses sels —
Oxalate de lune. [illegible] [illegible] [illegible]
et [illegible] par AzO_5 [illegible] pour AzO_5 [illegible] —
[illegible] [illegible] [illegible] ~~[illegible]~~ [illegible] pendant
~~[illegible]~~ [illegible] précipité [illegible] — de FeO —
Métallurgie
[illegible] [illegible] Blende et Calamine
[illegible] de la Blende [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] — [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] opérations
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
En Belgique Calamine [illegible] [illegible]
pendant [illegible] — [illegible] [illegible]
[illegible] de Carbonate [illegible] et [illegible] — [illegible] [illegible]

[illegible] colonne [illegible] alors
[illegible] métaux [illegible] chaleur par la
[illegible]

Colonne [illegible] métaux [illegible] chaleur [illegible]
[illegible]

[illegible] 48 [illegible]
[illegible]
[illegible] 30 à 2/0/0 [illegible]

procédé par descendum [illegible]

8 Juillet

Cadmium

métal fort rare 1/0 à 200 fr le kilog — découvert en
1818. dans les Blendes de Calamines. [illegible]
[illegible] arsenic —
[illegible]
[illegible] de zinc [illegible]
[illegible]
[illegible] d'abord.
[illegible]

volatil assez Densité = 8,602 quand fondu
Densité augmenté 8,694 cristallisé octaèdres
octaèdres - ductile très malléable conducteur
conducteur comme le zinc facilement
attaqué par les acides - $HCl + Cd = ClCd + H$
bioxyde décomposé par ... propriétés
oxyde de Cadmium CdO.
... Cd alors ... on fait
passer un courant d'oxygène -
$SO^3CdO + KO = SO^3KO + CdO$ propriétés ... ... solution
changement ... ...
analyse donne 87,45 Cd 12,55 Ox = Équivalent 696,77
Sulfure de Cadmium ... ...
que l'on obtient ... ... S et Cd
facilement ... ... très
... ... $SO^3CdO + HS = HO + CdS$
... ... comme
... ... très beaux.
CdO ... ...
... - Sulfate - chlorure
... de Cadmium ... ...
propriétés ... de CdO. ... ...
... Cadmium ... ...
... propriétés ... ...

Co² HPS lufmmattpe usor Cadmium elefome
vrpurgtl ecratulle Door esordorultiz .
HS pluppele belltde Cadmium memetdo dudos.
Inlfons colullos prodrions Umerorcantus
Cadmium neios daffucle por ce fu Zen aox
prenons alles ulutus por lum de Zvre fa bris
dragm dyat voir Cortables bro le Cadmium

Nickel

longtemps any rore neuntrous ules Dans le
comportune mailrebor
aunc por avenil longue luegros uples neupu
fuvrata lodrulel mollualle tes terrace
Carson genue 9.31. febmon renour Dame =
= 8,879 - reuer foge lowtemps D augmente
= 8,066 - pour negulyh uovar prole fer tes
ver aus pruleyselefon - fiulls lengs lordow
Jeln ofpullmens prulufer. - Dralus fra alleruste
ne lovuda por alovis. Vyrdlan ho na ckel dernufe
auvoye = H + NiO.

glan acale du por du mer a ceus on en cocculos
NiO le ret at lulule gue fer un da ulo dablous
Ni^cO^3. for rvedruniaut outre - lut lululle Vaule
frulul fore No Noo. neuf a HPO³ prepuleoutpome
NiO Hydrate. Carboruah de nickel dernufe ne eeuper
a NiO cubusbum 9.31. pron

Équivalent

analyse = 78,71 Ni – 21,29 ox. = 369,75 Ni

Ni^2O^3. bien noirâtre [illegible] procédé de préparation calcinant à [illegible] l'azotate de NiO. courant de chlore dans NiO hydraté – ne [illegible] pas au [illegible] soluble dans ClH [illegible] oxyde [illegible] chlore $Ni^2O^3 + 3HCl = 3(HO) + 2ClNi + Cl$

NiO peut [illegible] en hydrates ou [illegible] pour former des sels. [illegible] par forme et [illegible] cristallisation – Carbonate – sulfate – nitrate –

Les sels de nickel sont en couleur verte [illegible] q.q.f. couleur [illegible] jaunâtre – saveur métallique très [illegible] [illegible] [illegible] vomitif

[illegible] par KO ou NaO précipité vert pomme [illegible] par [illegible] par chlore hypochlorite soluble a obtenu du sesquioxyde – brunit et noircit –

$Az H^3$ précipité [illegible] – [illegible] d'ammoniaque ~~[illegible]~~ le précipité [illegible] complètement [illegible] double [illegible]

Cyanoferrure précipité jaunâtre q.q.f. verdâtre si les sels de nickel sont acides HS ne les précipite pas [illegible] soluble [illegible] [illegible] – [illegible] de nickel insoluble dans [illegible] [illegible] [illegible] au [illegible] ne précipite [illegible] tout le nickel est précipité – [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] métallique [illegible] [illegible] [illegible] colorations [illegible]

[illegible] nickel [illegible] [illegible] Ni [illegible] 3. As – Fer. [illegible] [illegible]

[illegible] de la [illegible] [illegible] [illegible] [illegible].
[illegible] [illegible] tout [illegible] a [illegible] [illegible]
[illegible] au [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
de [illegible] [illegible] SK SNa [illegible] [illegible] et
[illegible]..
[illegible] de la [illegible] [illegible] [illegible] de [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] nickel est isolé. [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible]; [illegible] le [illegible] — [illegible] par SO^3 ou [illegible]
au sulfate de nickel [illegible] [illegible] [illegible] la [illegible]
[illegible] — [illegible] [illegible] [illegible]—
[illegible] alliage [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible]—
[illegible] alliage [illegible] Cu 60 Ni 25 Zn 15 = 100.
malléable [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible]

Cobalt

métal [illegible] le nickel [illegible] [illegible] [illegible] en
[illegible] [illegible]. [illegible] de nickel toujours
[illegible] [illegible] [illegible] pour [illegible] [illegible]
[illegible] — [illegible] [illegible] — [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] $D. = 8,7$ [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] on connaît CoO. et Co^2O^3. [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible]. Co^2O^3 [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible]
CoO [illegible] avec les acides Co^2Co [illegible] —

solution du cobalt acétate — peut devenir bleu — par [illegible]
[illegible] en obtient [illegible] bleu
Co O hydraté [illegible]
[illegible]
[illegible] de Co O
Co^2O^3 [illegible]
[illegible] bleu [illegible]
[illegible]

CoO peut [illegible]
le [illegible]
[illegible]

[illegible] CoO [illegible]
[illegible]
Cobalt: $Co^2O^3 + 4HCl$ [illegible] chlore

Chlorure de cobalt peut s'obtenir [illegible]
[illegible] Co^2CO^3 par HCl
Chlorure [illegible] devient bleu [illegible]
[illegible]
[illegible]
[illegible]
solution de chlorure de cobalt [illegible]
[illegible]
[illegible]
du chlorure qui devient bleu [illegible]
[illegible] bleu [illegible]
[illegible]

Sulfate [illegible] Cobalt

[illegible]

Phosphat. di cobalt [illegible]

[illegible]

Azur [illegible] cobalt

Ossido di cobalt [illegible]

[illegible]

[illegible]

[illegible]

[illegible]

[illegible]

[illegible]

[illegible] cobalt [illegible]

[illegible]

[illegible] As. [illegible]

[illegible]

[illegible] cobalt [illegible] S K.

S Co [illegible] SO³

[illegible] cobalt [illegible]

[illegible]

[illegible] As - S - Fe - S6 - Ni - Co - Pb. - [illegible]

[illegible] As [illegible]

[illegible] Fe. - Ni - Co - Pb. [illegible]

[illegible] SH - Pb.S - SbS - AsS. [illegible] Fe - Ni - Co

[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] Co^2 KO [illegible]
[illegible] $ClK + ClO^3$ [illegible] ClK [illegible]
[illegible] [illegible]. Coloreuto [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] Co^2 $NiO + Co^2 CoO$
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] oxalati [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
oxalats [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] oxalats [illegible] [illegible] AzH^3 [illegible]
[illegible] oxalats. [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible]. AzH^3 [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] nickel [illegible]

[illegible] de nickel [illegible] [illegible] NiO.
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] cobalt

[illegible] [illegible] [illegible] oxalats [illegible] [illegible]
[illegible]. [illegible] [illegible] [illegible] AzH^3 [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
nickel.

Cobalt [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible].

[illegible] [illegible] HCl $ClMn + ClCo$ [illegible]
[illegible] [illegible] $Co^2 CoO$. [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible]

[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] Co et Mn
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] cobalt

10 Juillet. Etude

[illegible] ... isolé très peu [illegible]

[illegible] ... s'agent

[illegible] ... [illegible]

[illegible] ... Dens: 7,293

[illegible] ... nitre ... papier

le [illegible] ... malléable

[illegible] ... faiblement

[illegible] ... classique ... [illegible]

[illegible] ... proprété ... [illegible]

[illegible] ... métaux ... [illegible]

[illegible] ... [illegible]

[illegible] ... métal ... [illegible]

[illegible] ... [illegible]

[illegible] ... à 228° ... [illegible]

[illegible] ... [illegible]

[illegible] ... [illegible]

[illegible] ... volatilise.

difficilement pulvérisable ... [illegible]

[illegible] ... [illegible]

[illegible] ... [illegible]

[illegible] ... [illegible]

[illegible] ... [illegible]

[illegible] ... [illegible]

[illegible] ... [illegible]

arge. Etain presque pas d'arsenic. Dans ce cas on
alumine de Lacombe les produits ne degagent que 1/100
attaquables par les acides. Etain et SO^3 - HCl. il se
degage de l'hydrogène ... se forme des sels d'étain.
AzO^5 et Etain ... et étain ne ... [illegible]
... étendu ... [illegible] ... de temp-
ératures ... [illegible] ... Etain ...
... AzO^5. Il y a production d'ammoniaque ...
... [illegible] ...
Etain attaquable par alcalis même en solution étendue
... Etain avec solution de potasse ... dégagement
d'hydrogène. Stannate de potasse se forme SnO^2KO.
Etain s'oxyde
SnO protoxyde d'étain
SnO^2 acide stannique peroxyde d'étain.
$Sn^2O^3 = SnO^2, SnO$. Stannate de protoxyde d'étain.
SnO peut s'obtenir à l'état hydraté par précipitation de
... par un alcali. $ClSn + AzH^4O$ = précipité blanc
... hydrate de protoxyde d'étain
... dans l'excès de la potasse, ... de potasse ...
hydraté.
... [illegible] ... de SnO ...
... [illegible] ...
... [illegible] ...
... [illegible] ... la potasse ...
... [illegible] ...
... [illegible] ... en premier

[illegible] [illegible] fractionnement [illegible] au premier
8 grammes [illegible] [illegible] [illegible] dans [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible]

[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible]

[illegible] dans la [illegible] [illegible] [illegible]
bien [illegible] [illegible] [illegible] principe
métallique d'Etain. $Sn^2O^3 = SnO + SnO^2$ – KO [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible]

SnO [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] SnO^2.

[illegible] = Sn 88,06 – 11,94 [illegible]
Equivalent de l'Etain est 117,94

Acide Stannique SnO^2.

[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] – 9,9 [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] Densité = 6,9
[illegible] SnO^2 [illegible] [illegible] il est blanc
[illegible] [illegible] blanc – [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] toujours SnO^2 [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] –
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] de Charbon
[illegible] de [illegible] et gaz carbonique – il [illegible]

430

place dans une flamme désoxidante.

SnO^2 hydraté, se prend au pp. par deux procédés

Etain et AzO^5 poudre blanche SnO^2 hydraté ... bichlorure d'étain ... alcali ... SnO^2 ... propriétés ... SnO^2 ... d'étain

... $SnO^2 = Sn^3O^6$, ... avec ... métastanniques ... métastannates (Sn^3O^6, MO)

... bichlorure d'étain = Sn^3O^6, $3HO$ ... parfaitement cristallisés ... Sn^3O^6 MO ... stannates ... cristallisés.

SnO^2 ...

Sulfures d'étain.

plusieurs sulfures. – monosulfure = SnS
bisulfure —— SnS^2

... SnS ... sulfure intermédiaire ...

SnS ... ammoniaque

Bisulfure d'étain ou or mussif [illegible]
cristallisé en lames [illegible] [illegible]
[illegible] alcalins.
Insoluble [illegible] [illegible] soluble [illegible]
jaune [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] de [illegible].
[illegible] [illegible] [illegible]
quand SnS^2 chauffé fortement [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] SnS ou $SnS + SnS^2$
[illegible] [illegible] (procédé des alchimistes)
[illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] des [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] NH^4Cl [illegible]
[illegible] [illegible] de Sn $SnHg^2$ [illegible] [illegible]
[illegible] NH^4Cl [illegible] au bain de sable
[illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
$Cl\ Sn$. [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] Sn. [illegible] [illegible] NH^4Cl [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible]

432

[illegible] phosphure métallique avec des métaux [illegible]
[illegible]
[illegible]
[illegible]
[illegible]

[illegible]
[illegible]
[illegible]
[illegible]
[illegible]

donc Cl Sn grande affinité pour oxygène

AzO^5 [illegible] par Cl Sn qui est transformé en SnO. [illegible]
[illegible] -

Sublimé corrosif [illegible] transformé en protochlorure [illegible]
$Cl^2Hg^2 + SnCl = SnCl^2 + ClHg^2$ [illegible]
[illegible] Cl Sn [illegible] mercure métallique.

[illegible] de [illegible] dissolution [illegible] pourpre de Cassius

$ClSn + ClAu = Cl^2Sn + Au$

coloration [illegible] d'or métallique

Protochlorure [illegible]
corps.

Bichlorure d'étain. s'unit à plusieurs chlorures
[illegible] étain chauffé dans [illegible] chlore.
Bichlorure d'étain liqueur fumante de Libavius.
volatil [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible]

Il est formé de chlorure d'étain analogue avec
chlorure métallique [illegible] acide [illegible] chlore

Sels d'étain —

[illegible] chlorures sous les bases oxydes —
Protochlorure [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] en [illegible] [illegible] [illegible]
d'acide.
[illegible] [illegible] par [illegible] d'étain précipité [illegible]
Cassius [illegible] —
HS. et sels d'étain au minimum précipité d'un brun
chocolat protosulfure d'étain SnS.
Cl^2Hg^2 précipité blanc de $ClHg^2$ puis réduction de mercure.
[illegible] précipité [illegible] dans [illegible] et [illegible]
[illegible] précipité [illegible] Or métallique
[illegible] précipité blanc [illegible] dans [illegible] [illegible]

434

Carbonate précipité blanc inconnu [illegible] terre de Sienne

Couleur [illegible] d'étain précipité [illegible] de la terre de Sienne

Solution de [illegible] [illegible] [illegible]

HS précipité [illegible] [illegible]

[illegible] métalliques [illegible] de chlore employé pour [illegible] métaux [illegible] et les poudres [illegible] [illegible]

Sublimé - [illegible] [illegible] [illegible] dont [illegible] - [illegible] rapidement [illegible] [illegible] par dans un bain [illegible] [illegible] d'un bain d'étain. [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] d'étain car il se formerait [illegible] [illegible] [illegible].

[illegible] de cuivre [illegible] [illegible] moiré.

[illegible] d'étain de [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] chlore.

SO^2 [illegible] [illegible] [illegible] puis [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] A. [illegible] [illegible] B [illegible] [illegible] [illegible]

A

Elam pert... [illegible] lequentus: [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible]

12 Juillet

1 Tomb.

metal cum detort [illegible] [illegible] perspecti
d'aublaue gies. [illegible] quand [illegible] [illegible]
Stomb est metallyn abordat [illegible].
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
le 3^e^ [illegible] [illegible] [illegible] le 8^en^ [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] 0,002 [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible]. Densite = 11,[illegible] [illegible] [illegible] 9e 81.
per [illegible]. [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] quand [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] a 734° [illegible] la
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] quadron
[illegible].
[illegible] [illegible] [illegible] de Stomb [illegible] [illegible]
[illegible].
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] le metal [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible]. [illegible] de Stomb [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] de Stomb. [illegible] de Stomb

acides attaquent difficilement le plomb par ... quelques métaux ... SO^3 concentré ... de ... plomb ... HCl. AzO^5 et ... attaquent le plomb ...

... Pb O Protoxide de plomb.
PbO^2 ... ac. plombique — $Pb^2O^3 = PbO^2 PbO$ — Plombate. ... Sels de plomb. ... de plomb Pb^2O.

Pb^2O } Pb^2O ... pour ... oxydations
PbO } ...
Pb^2O^3 } ...
PbO^2 } ... de plomb.

— $C^2O^3 PbO = CO^2 Pb^2O$ — ...
... de protoxide et de plomb. ...
...
...
... protoxide ... plomb ... le protoxide de plomb.

PbO. ... de plomb base ... alcalins ... alcalins ... protoxide de plomb ... sels de plomb ...
... aussi que

PbO ... PbO ...
... acide de plomb ...
... PbO. ...
...
... plomb ...

propriété [illegible] de PbO. pour les propriétés [illegible]
utile de faire bouillir sur l'oxyde [illegible] ~~[illegible]~~ [illegible]
[illegible] de PbO. jaune flexible à la rouge [illegible]
peut être coulé — quand [illegible] fondue dans un creuset
[illegible] par un excès de plomb formation d'une très petite
quantité de plomb.
Solubilité dans les acides [illegible] également séparation de la
carbonate.
par l'acide [illegible] [illegible] [illegible]
dans deux Plombites. avec Plombates.
quelques uns sont employés. Plombate de chaux [illegible]
[illegible]
Plombite de chaux [illegible]
[illegible] [illegible] d'étain. quand
[illegible] du [illegible] = CO^2 et Pb.
[illegible] 100 PbO =
Pb métallique 92,83 Équivalent du plomb — 1294.5 —
Oxygène 7.7.
Semblable [illegible]
[illegible]
[illegible]
[illegible]
massicot.
[illegible] plomb [illegible] ~~[illegible]~~ [illegible]
de plomb [illegible]
Minium Plombate de ~~[illegible]~~ Protoxyde de plomb

[illegible]

[illegible] 10 PbO^2 et 20 eq [illegible]

[illegible] PbO^2 [illegible]

$PbO^2 + SO^3 = SO^3PbO + O$. [illegible]

[illegible]

[illegible] SO^2 [illegible]

SO^3PbO. $SO^2 + PbO^2 = SO^3PbO$.

[illegible]

autres composés peu oxydants, comme
Plomb et chlore... avec Plomb — et ClH.

Sulfure de Plomb.

plusieurs proportions. galène. minerai de Plomb SPb.
minerai de Plomb le plus abondant. Sous les termes principaux
cristallise — en cubes et octaèdres quelquefois
avec des octaédriques SPb/ cristaux plans parfaits
ayant — lames parfaits — très fusible
naturellement. — Spécifique densité = 7.785 — fusible
nécessaire — plomb. quand chauffé à l'air
se sulfure de Plomb — SO₂ de Plomb
SPb — gueule = $SO^{3}PbO$ et PbO — qui
peuvent réagir — sulfure de Plomb métallique.

$2PbO + SPb = SO^{2} + 3Pb.$ — préparation de Plomb — réaction

$SO^{3}PbO + SPb = 2SO^{2} + 2Pb.$

— de laboratoire et réaction de Plomb.
— alcalin — sulfure de Plomb SPb.
sulfure de fer au ~~charbon~~

Chlorure de Plomb ClPb. Plomb corné.
peu de — une — ammoniaque
~~obtenu~~ par ClH. chlorure ~~soluble~~ — cristaux — préparation
blanc. de chlorure de Plomb. ~~cristallisé~~.
$ClNa + PbO = NaO + ClPb$ — cristaux —
— —

[illegible]

Iodure de Plomb

[illegible]

Sulfate de Plomb

[illegible] du dosage du Plomb. [illegible]

3(C4 H3 O3) Al2 O3 [illegible] 3(S O3) Al2 O3 [illegible]

[illegible]

Nitrate de Plomb

[illegible]

insoluvel d'acidum decrepita:
[illegible] supposição [illegible]
[illegible] 'V [illegible]
[illegible] $AgO^5 PbO = PbO + AgO^2 + O$.
[illegible]
[illegible] $Pb + AgO^5 PbO = AgO^4 PbO^2_{+2}$
$= AgO^3\ 2PbO + AgO^3\ 2PbO$ [illegible]
[illegible]

Chromato de Chumbo

[illegible]
[illegible]

Phosphato de Chumbo

[illegible]
[illegible]
[illegible] PhO^5 [illegible] PbO. [illegible]
[illegible]
[illegible] Phosphoro

Carbonato Chumbo (cerusa)

[illegible]
[illegible] Carbonato soluvel: [illegible]
[illegible]
[illegible] de preparação –
o processo francez [illegible]
[illegible] – [illegible]

[illegible] Monnet – Col. dans ... matière de plomb produit de propriété ... acetate de plomb lorsque ... toutes acetates ... la litharge

Chez... $3PbO + 2CO^2 = 2((CO^2PbO) + \bar{A}PbO$ ...

plus de propriété ... ~~[illegible]~~ ... propriétés ... acetate de plomb ... [illegible] à la proportion de la litharge

se prouve ... [illegible]

... de plomb exposée ... acétique ... ~~[illegible]~~ ... produit ... acétique ...

... carbonate de plomb de forme ... feuilles ... acétique ... ~~[illegible]~~ ...

... [illegible] ...

<u>15 Juillet</u>

Silicate de plomb

peut ... en ... litharge ... ~~[illegible]~~ ... fondant ... acides organiques ... de plomb ... dépôt de silice ! ... [illegible]

alcaleoxygenées — le Nitrate de Plomb par SH terreux dans une liqueur oxidante repren sa transparence —

Les sels de Plomb sont surement malades blancs ou cris quil y a des acides coloris. Chromate jaune — Iodate de Plomb — tres veneneux quand on aucun prend sel de Plomb a petites premier tres petits poudre Hollandais obtenu de [illegible] de Plomb. Le Carbonate de Plomb [illegible] dans le corps [illegible] pour de spasmes et de [illegible] — [illegible] a l'air. — [illegible] de l'acetate de Plomb — [illegible] prend NS [illegible] par [illegible] — [illegible] limonade; [illegible] [illegible] [illegible] boire deux fois [illegible]. [illegible] precipite par les alcalis. precipité blanc d'hydrate de PbO — quand on [illegible] [illegible] [illegible] dans un excès d'alcali — [illegible] de potasse —

Ammoniaque precipite [illegible] blanc [illegible] [illegible] [illegible] par SO[3] ou sulfate meme etendue. Sulfate de Plomb blanc [illegible] noirci par SH —.

Carbonate precipitent le sel de Plomb en blanc [illegible]

HS et sulfure precipite noir [illegible].

Iodure precipite jaune [illegible] dans l'eau et [illegible] belle couleur jaune cristallisé

444

Separation du platine par précipitation.

Plomb et métaux agissant plus différemment puisque il se précipite alliage cristallisé — dans du métal de plomb — le métal dissout de la couleur du plomb ... de ...

alliage du plomb —

peut utiliser ces alliages pour la soudure des plombiers. partie étain et Pb et Sn. dans d'autres cas autre composition ... partie d'étain et d'étain. mélange de PbO et SnO — ... ... d'ailleurs pour le plomb de ... peut ... plus dur. alliage ~~...~~ pour alliage ... $20 Sb$ et $80 Pb$. ... de l'alliage ... de dorure.

métallurgie du plomb

... employé — galène. 1° méthode par ... — ... sulfate et ... de sulfure — en général dans de grands fours ... le minerai était ... en quartz et ... et ... ... au ... perdu

... — SPb ... ... SFe et Pb ... ... mélange de SPb SFe — S ... — ... ... longtemps et ... — ... ... plomb d'œuvre — ... de l'argent ... ... l'argent ... ... le plomb ... ...

[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] agents,
[illegible] dans des fours [illegible]

A B

AB [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] de [illegible] [illegible] par les [illegible] de [illegible] [illegible] [illegible] par le vent des [illegible]
en Angleterre [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] partie et obtenir un alliage plus [illegible] — [illegible] [illegible] à la coupellation

Bismuth

métal [illegible] [illegible]. [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] 7·8 [illegible] [illegible] [illegible] mais [illegible] [illegible] [illegible]. [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] à 247: [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] Densité = 9,822 [illegible] [illegible] [illegible] dans un courant de gaz. [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] non malléable
alliages [illegible] [illegible] par AzO5 —
plusieurs [illegible], de [illegible] [illegible] [illegible]
Bi^2O^3 sesquioxyde de bismuth.
Bi^2O^5 acide bismuthique
$Bi^2O^3 + Bi^2O^5 = Bi^4O^8$ bismuthate de bismuth
BiO^2 —
Bi^2O^2 [illegible] [illegible] [illegible] de bismuth [illegible] [illegible] [illegible] de bismuth [illegible] [illegible] [illegible] de bismuth [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] de bismuth [illegible]

[illegible] avec [illegible] protoxide [illegible] métal de
Bismuth [illegible]
de Bismuth. Bi 89,87 Équivalent de Bismuth 1330,37.
O 10,13.
Le Nitrate de Bismuth [illegible]
[illegible] Bismuth [illegible]
[illegible] Bi^2O^3 [illegible] de Bismuth
[illegible] Bismuth [illegible]
[illegible]
Bi^2O^5 [illegible] de Bismuth [illegible]
[illegible] de Bismuth [illegible]
[illegible]
[illegible] Bi^2O^4 Bi^2O^8. [illegible] Bismuth [illegible]

Sels de Bismuth
[illegible] Chlorure de Bismuth
[illegible] de Bismuth par HCl.
[illegible] Bismuth. Nitrate de Bismuth
[illegible]
[illegible] de Bismuth [illegible]
[illegible]
[illegible]

[illegible]
[illegible]

Sel de Bismuth blanc [illegible]
[illegible]
[illegible] par HS. [illegible]
[illegible] de Bismuth [illegible]

Cyanoferrure [illegible] de Bismuth précipité blanc jaunâtre
[illegible] en cyanoferrure.
[illegible] exceptions entre [illegible] -
[illegible] par leurs actions
réduit à l'état natif - pulvérisé ou [illegible]
fortement
alliage fusible trouvé par Newton étudié par d'Arcet -
Bi 8 - Pb 5 - Sn 3. fondu dans un courant alliage blanc qui
entre en fusion à 98°. on peut l'obtenir fusible à
93° prenant Bi 2 Pb - Sn [illegible] toujours [illegible]
[illegible] de sûreté [illegible] ou [illegible]
~~[illegible]~~ [illegible]

Antimoine

Métallique blanc gris [illegible] pouvant être confondu
avec le Bismuth - prend des teintes pâles par frottement - sa
surface se couvre de [illegible] de feuilles de fougère - il cristallise
en rhomboèdres - peu [illegible]. Densité = 6,86.
fond à 430°. [illegible] et [illegible] parfaitement
dans un courant d'air - [illegible] son action [illegible] l'humidité
[illegible] - si [illegible] était. Antimoine. [illegible]
vivement [illegible] se forme... fleurs argentines d'antimoine -
Extraction - l'antimoine pur. [illegible] S 36 [illegible]
on [illegible] [illegible] 1 partie ½ de nitre -
[illegible] = SK et
antimoine métallique [illegible] température

448 pour la mesure de son ...

...ailleurs sur sulfure d'antimoine pour le ... ... à immédiatement ... ... d'antimoine ... dissous ... ... très ... ... d'antimoine ... ...

plusieurs ... ...

Sb^2O^3 = ... d'antimoine

Sb^2O^3 = Sb^2O^3 Sb^2O^3 ... avec ... ... antimonique

Sb^2O^3 ... ... d'antimoine ... de Sb^2O^3 mais ... ... toujours ... ...

... ... Cl^3Sb^2 ... d'antimoine ... H^2O^3 – $Cl^2Sb^2 + H^2O^3 = Sb^2O^3 + H^2Cl^2$ ... ... précipité blanc –

... ... cristallisé ... ... = Sb ... ...

... = 84,32 Sb. ... de l'antimoine 806,45. 15,68 Ox.

Acide antimonique – ... ... Sb ... par acide ... ... blanc ... ... d'antimoine ... ...

... ...

M. Mitscherlich ... ... Sb ... ...

prendra la crème de tartre .. $2(C^4H^2O^5), KO$ [illegible]
que de tartre antimonié Sb^2O^3 ou émétique.
Crème de tartre traitée avec [illegible] acide antimonieux
[illegible] antimoine [illegible] acide antimonique.

Acide antimonique. - [illegible] le chlorure d'antimoine
Sb^2Cl^5 en traitant avec l'eau $HO^5 = Sb^2O^5 + 5HCl$ -
[illegible] 1 antimoine [illegible]
produit antimonial de l'azote [illegible] par un acide
ou [illegible] antimonique.

[illegible] d'antimoine [illegible]
[illegible] antimonique Sb^2O^3 acide antimonique
[illegible]
[illegible] Sb^2O^5KO HO [illegible]
[illegible] Sb^2O^5NaO HO. [illegible]

Sulfures d'antimoine.
correspondant aux acides Sb^2S^5 — Sb^2S^3 —
Sb^2S^3 [illegible]
[illegible] cristallines. [illegible]
[illegible]
[illegible] l'antimoine. [illegible]
[illegible]
[illegible] d'antimoine [illegible]
[illegible] d'antimoine [illegible] d'antimoine [illegible]
[illegible]
[illegible] produit HS. - $Sb^2S^3 + 3HCl = 3HS + Cl^3Sb$

[illegible] qui peut [illegible] 96 [illegible] 8 c 86 [illegible] [illegible]

Protosulfure [illegible] 86° 85 [illegible] H[illegible].

Oxysulfure d'antimoine — Kermès — [illegible] découvert par Mr Glauber [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] d'antimoine [illegible] ~~[illegible]~~ [illegible] alcalin — [illegible] alcalin et [illegible] d'antimoine. [illegible] dans carbonate alcalin — [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] Kermès [illegible] [illegible] d'antimoine

[illegible] du Kermès [illegible] — le carbonate alcalin [illegible] [illegible] [illegible] — [illegible] d'antimoine

Chlorure d'antimoine

[illegible] [illegible] de chlore sur

Protochlorure = Sb Cl³ [illegible] 86 ?? [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] volatil

Antimoble d'arsenic primitive acceuilli · dronzerolle con prospandie [illegible] — le métange [illegible] orgueilleux — le chlorure [illegible] hydrogène par l'eau explosive en médecine. Dansles est proc. alliages des métaux bronze [illegible] conduire dépourvu — Paul Blondeau

Cl²OS [illegible] Chlore [illegible] [illegible] [illegible] liquide [illegible] au jaune [illegible] pour [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] · dronzerolle

Paul Pauvre

Ils [illegible] [illegible] le chlorure [illegible] [illegible] [illegible] · dronzerolle [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] recomposition · [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] —

Brüsbart 17 juillet

alliages d'antimoine — antimoine [illegible] employé alliés — employé pour donner de la dureté à certains métaux dans les caractères d'imprimerie [illegible] [illegible] [illegible] pour [illegible] [illegible] (1862 Pb) antimoine [illegible] [illegible] [illegible] — [illegible] antimoine [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] plusieurs des propriétés des [illegible]

452

décomposition = KO et hydrogène se dégage
cet alliage alcalin est pyrophorique étudié pour la première
fois par Sérullas.

préparent . calcinant émétique (tartrate de [illegible]
[illegible] [illegible] volumétrique bien pulvérisé [illegible]
de [illegible] — [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] détonations épouvantables

antimoine et hydrogène = grande analogie avec [illegible]
[illegible] — [illegible] d'antimoine [illegible] dans l'appareil de
Marsh. [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] de volatilité. As à température
[illegible] — Sb à température élevée — [illegible] de [illegible]
[illegible] [illegible] Sb [illegible] [illegible]. et [illegible]
[illegible] en AsO₃.

[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] à l'intérieur — [illegible]
[illegible] de [illegible] ([illegible] de gaz [illegible]) dans les
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] les deux
métaux [illegible] [illegible] [illegible] température [illegible]
[illegible] [illegible] et Sb. — [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] — [illegible] Sb. [illegible] [illegible]
Sb [illegible] [illegible] de [illegible] Sb [illegible]

Cuivre. [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] effet [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] rouge [illegible]
[illegible] [illegible] . [illegible] rouge [illegible] [illegible]
d'humidité et [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
les [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] 0,002 [illegible] [illegible] de 13 [illegible] [illegible]
[illegible] à 9 [illegible] = 800 . [illegible]

oxydation en rhomboèdres rencontré [illegible]
cubes [illegible] depuis [illegible] obtenus [illegible]
[illegible] vapeurs [illegible]
[illegible] pendant [illegible]
1/10 centième de vapeurs. Densité 8,788 — [illegible]
[illegible] peut se conserver longtemps
[illegible] — [illegible]
[illegible] gris [illegible] — [illegible]
Cuivre [illegible]
[illegible]
[illegible]
acide [illegible] et cuivre. [illegible]
[illegible] — quelquefois acide [illegible]
$2(SO^3,HO)Cu = SO^2 + SO^3CuO$
[illegible] se forme [illegible] de cuivre en
[illegible] avec SO^3 très étendu [illegible] jusqu'à [illegible]
vapeurs [illegible] moyen d'analyse [illegible] —
acide [illegible] cuivre. [illegible]
acide d'un [illegible] cuivre. [illegible] les corps gras [illegible]
[illegible] acides gras [illegible] dans
la construction des chronomètres
Cuivre [illegible] pour [illegible]
Hydrogène [illegible]
[illegible]
[illegible]
[illegible] métalliques [illegible] chlorures
[illegible]
[illegible]

[illegible] [illegible] [illegible] petit [illegible] de [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] de [illegible]. [illegible] alors [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] dépôt calciné [illegible] [illegible] [illegible]

Cuivre et oxygène · Cu^2O oxydule protoxyde (sous-oxyde) ~~[illegible]~~ CuO, Cu^2O [illegible]
CuO bioxyde
CuO^2 —

× avec [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]

Cu^2O · [illegible] dans la nature [illegible] [illegible] [illegible] [illegible], [illegible] [illegible] en [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] (Cu^2O) alors [illegible] [illegible] toujours [illegible] de CuO. [illegible] CuO [illegible] [illegible] [illegible] Cu^2O. [illegible] [illegible] [illegible] très pur [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] dépôt [illegible] [illegible] [illegible] cristallisé Cu^2O — [illegible] [illegible] [illegible] très [illegible] (rouge blanc) facilement [illegible] [illegible] [illegible] — Cu^2O et acides décomposé immédiatement [illegible] métallique en [illegible] dans la liqueur. [illegible] [illegible] [illegible] de SO^3 Cu^2O. [illegible] dans AzH^3 [illegible] [illegible] de l'air · si alors [illegible] est absorbé [illegible] [illegible] [illegible] — [illegible] [illegible] [illegible] à l'oxygène Cu^2O [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]. [illegible] coloration [illegible] [illegible] hydraté [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] $ClCu^2Cl$ par KO. [illegible] Cu^2O, HO — [illegible] [illegible] [illegible] a un oxyde hydraté

CuO · bioxyde —

[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] Azotate

[illegible] état ou [illegible] [illegible] température des [illegible]
Appareils de [illegible] sable et [illegible] . proto = Cu_2Cl_2 [illegible]
de [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
d'un [illegible] d'acide [illegible] $CuCl^2$ – Hygrométrique [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] pour [illegible] organiques
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] dans les [illegible]
[illegible] [illegible] – [illegible] [illegible] [illegible] organiques
[illegible] [illegible] [illegible] en $HO. CO^2. Az$ [illegible]
employé pour déterminer équivalent du cuivre [illegible]
par Hydrogène $CuO = Cu\ 79{,}83 - 20{,}17\ O$. Équivalent $= 395{,}695$
peut être obtenu déshydraté traitant sel de cuivre par KO –
précipité bleu $CuO\ HO$ – soluble dans grand excès de KO.
soluble dans AzH^3 [illegible] [illegible] la déshydrate.
à $+50$ à $+60°$ CuO,HO décompose [illegible] [illegible] [illegible]
CO^2 il devient vert – [illegible] [illegible] [illegible] CO
Az^2O^5 [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] –
[illegible] [illegible] [illegible] .
CuO^2. peroxyde obtenu par [illegible] CuO par $AzHO^5$.
Sulfure de cuivre. [illegible]. Cu^2S. CuS.
Cu^2S. [illegible] [illegible] pyrite cuivreuse [illegible] sulfure
[illegible] – [illegible] en faisant fondre cuivre et soufre. 28.8Cu
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
CuS. [illegible] [illegible] [illegible] traitant sel de cuivre par SH

Insoluble dans les acides et HS. employé dans l'analyse
[illegible] phosphates alcalins [illegible] et [illegible] transforme
en sulfate - [illegible] au [illegible] de SH.

Sels de cuivre - ammoniaque et au [illegible]

Ils précipitent [illegible]

Ammoniaque [illegible] précipité [illegible]
hydrate [illegible] -

Ammoniaque précipité [illegible] soluble dans [illegible] ammoniacal
[illegible] bleu [illegible] HS transformé [illegible]
[illegible] au minimum ou au maximum

Sels au minimum [illegible]

Sels de [illegible] au maximum. [illegible]
[illegible]
[illegible] qui précipitent le cuivre métallique
[illegible] de CuO - [illegible] bleu

Cuivre métallique [illegible] précipité bleu
[illegible] par [illegible] -

HS précipité d'abord précipité bleu soluble dans excès d'alcali -

Cobalt nickel [illegible] soluble [illegible] soluble [illegible]
nickel ne précipite [illegible]

Carbonates précipité bleu [illegible]

Cyanoferrure de [illegible] précipité rouge brun [illegible]

Cyanoferrure de cuivre

noix de galles précipité gris

une forme tous produits bordeaux

proto-chlorure de cuivre

comme depuis longtemps insoluble dans l'eau [illegible] (acide chlor[illegible]) proto-chlorure de cuivre [illegible] [illegible] par [illegible] — [illegible] chlorure [illegible] — [illegible] par [illegible] bouteilles.

insoluble dans l'eau [illegible] par HO [illegible] soluble dans eau ammoniaque [illegible] colore [illegible]

Bichlorure de cuivre CuCl — Chlorure de cuivre — sel de cuivre chauffé [illegible] dans le chlore [illegible] — sel de cuivre dans chlorure de calcium [illegible] de SO^3 CaO. et CuCl — [illegible] dans [illegible] SO^3 [illegible].

[illegible] soluble dans l'eau [illegible] [illegible] soluble dans [illegible] — colore [illegible] vert —

Oxichlorure de cuivre.

Azotate de cuivre. Cu chauffé dans AzO^5. [illegible] AzO^5 (CuO) [illegible] azotate [illegible], [illegible] soluble dans l'eau — [illegible] —

Sulfate de cuivre — Vitriol bleu Couperose bleue

[illegible] dissout dans [illegible] SO^3, HO —

Ac. borique ou bien acidulé par SO^3, HO — procédé le
plus simple grillage du sulfure de cuivre rajouter alors
[illegible] — [illegible] cristallisé — on
[illegible] du cuivre du commerce [illegible] avec
$SO^3 FeO$ et $SO^3 ZnO$ —
[illegible] de cuivre [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
et [illegible] [illegible] [illegible] du cuivre —
formé aussi dans les [illegible] — séparent et contenu dans
pièces de monnaie anciennes — [illegible] par SO^3 [illegible]
AgO et CuO [illegible] — précipitation de l'argent par
vieux cuivre —
$SO^3 CuO$ [illegible] solution ou [illegible] [illegible] contient 5 HO.
isomorphe avec $SO^3 FeO$ qui contient 6 et 7 HO. mélange des deux
sels cristallisent ensemble. ~~[illegible]~~ [illegible] [illegible] il se
[illegible] [illegible] par 5 HO. efflorescent — perd
[illegible] [illegible] [illegible] cristallisé corps presque
blanc [illegible] la [illegible] dans l'eau — insoluble dans
l'alcool. solution [illegible] $SO^3 CuO$ [illegible] alcool
précipitation [illegible] de $SO^3 CuO$ [illegible] —
[illegible] HO perd [illegible] 1 SO^3 CuO · 1 HO [illegible] 1 CuO SO^3.
usages. [illegible] — [illegible] [illegible] ~~[illegible]~~
[illegible] [illegible] (Chaptal?) [illegible] — [illegible] —

galvanoplastie — mesure d'autres moyens d'argent

19 juillet

	Laiton des tourneurs	Laiton des doreurs	des garnitures d'armes	des statuaires
Cuivre	64,8	64,45	80,0	91,12
Zinc	32,8	32,44	17,0	5,57
Plomb	2,0	0,25	—	1,40
Etain	0,4	2,86	30	1,78
	100	1000	100	1000

Bronzes

	des canons	des cloches	Telescopes
Cuivre	100	80,0	66,0
Etain	11	10,1	33,0
Zinc		5,6	—
Plomb		4,3	
	100	100	1000

Phosphates de Cuivre, sans intérêt insolubles [illegible] par double decomposition — cet. phosphates dans [illegible] — de meme pour les arseniates.

[illegible] d'après [illegible] Mitscherlich.

arsenite de cuivre quelques interets industriels. [illegible] combien [illegible] de cuivre — sel de cuivre par arseniate [illegible] des cheveux arsenite de cuivre [illegible] couleur verte sans [illegible] — vert de Schweinfurt vert [illegible] [illegible] [illegible] composition vers [illegible] 1 A cuivre [illegible] — 1 $AsO^5\,^2CuO$.

Carbonate de cuivre plusieurs. [illegible] CO^2CuO dans la nature — difficile [illegible] jamais par double decomposition [illegible] [illegible]

$2(CO^2)$ 3Cuo, HO — Coloration pubb... cuivre ...
plus ... azur de cuivre ... employé ...
... — ... au ... pierre d'arménie
cendre ... — déposé en ... grand ...
... de même ... par ... de cuivre ...
vert en ... — cendres bleues anglaises —
Carbonate ... $CO^2(2Cuo)$ ... de cuivre ...
... par ... Carbonate ...
aujourd'hui ... verdâtre ...
... en grandes masses dans la nature Malachite
... vert et ... vient en grande partie des monts
Ourals — ... de cuivre
Silicate de cuivre — verte ... poudre — ...
... des ...

Arséniate de cuivre ... ... commun ... AsO^5 par
Cuo ... — ...
arsénite ... — ... (...)
... par AsO^3 ... —

Hydrure de Cuivre solide obtenu ... par M. Wurtz
... de cuivre par Hypophosphites. Cu^2H.

Alliages — métaux ... alliés ...
... aussi ...
... — bronze — laiton

Laiton. alliage de cuivre et de zinc q. q. f. d'autres métaux
Cuivre et ses dérivés, Cuivre jaune, Tombac, Similor. Chrysocale.
Clinquant — feuille mince batte en métal qui devienne
ductile très malléable — laiton moins malléable que le cuivre
plus fusible que le cuivre applications — pièces de machines, épingles
allié au Bronze. préparation autrefois faisait chauffer du cuivre
avec calamine et charbon. — Calamine ($ZnO\ CO^2ZnO\ SiO^2\ ZnO$)
on allie directement le zinc au cuivre en fondant avec un peu
de charbon

Laiton des Allemands (des frères Keller) le cuivre domine —

Bronze. toujours alliage de cuivre et étain. plus dur que le
cuivre. plus fusible. [illegible] plus difficile même que le cuivre la
densité plus forte que la densité des métaux qui constituent l'alliage
alors même [illegible] et oxyde. Le [illegible] aussi avec [illegible]
[illegible] le premier. pour l'évaporation [illegible]
séparation d'alliage. aussi faut-il brasser l'alliage. [illegible]
[illegible] pendant [illegible] de l'alliage
le Bronze refroidi. et dur est très malléable aussi pour les
médailles on [illegible] puis [illegible] alors elle est malléable
[illegible] très dur [illegible] mais
propre pour fabriquer les bouton[s] — [illegible]
Étamage du cuivre Étain [illegible] qui [illegible]
et cuivre [illegible] sel ammoniac — HO —

analyse d'un alliage formé de Cu-Sn-Pb-Zn
attaquer alliage par AzO^5 [illegible] [illegible] [illegible]
SnO^2 — [illegible] de cuivre plomb et zinc filtré. ~~[illegible]~~ cuivre
[illegible] [illegible] [illegible] stannique.
on SO^3 [illegible] [illegible] sulfate de plomb
HS. dans solution de Cuo et Zno précipite [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] — [illegible] de cuivre [illegible]
[illegible] comme de cuivre métallique.
Zinc — [illegible] [illegible] HS [illegible] ajouté un
carbonate d'[illegible] [illegible] [illegible] alliage [illegible]
carbonate —

Métallurgie du cuivre

[illegible] [illegible] — [illegible] [illegible] [illegible] calcinés
mélangé avec [illegible] et [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] et [illegible]
de fer. [illegible] Cu^2S et Fe^2S^3. [illegible]
quelquefois que 10 1/2 % de cuivre. [illegible]
et [illegible] de fer : procédés. 1 allemand [illegible]
anglais — allemand [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] — [illegible] [illegible] [illegible]
déterminer [illegible] d'une autre partie [illegible]
[illegible] 4 à 10 kilog de [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] le cuivre par $FeCl$ [illegible]
[illegible] [illegible] par le charbon réduction des métaux
[illegible] [illegible] métaux — [illegible] [illegible] [illegible]

[illegible] utile et charbon — ensuite de réduire
[illegible] charbon — [illegible] de [illegible]
[illegible] charbon — très
[illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] 8 h 5'Tes 8H8 Tc Au moins —
[illegible] — [illegible] au [illegible]
[illegible] en Allemagne on obtient le [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] Cu²S M(Cu) — puis [illegible] d'air en
[illegible] fourneau [illegible] — 3 h et 30 [illegible]
[illegible] du cuivre. [illegible] le cuivre noir en
[illegible] [illegible] et charbon — cuivre
[illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] de bois
[illegible] comme liquide. puis
[illegible] de l'eau [illegible] [illegible]
[illegible] de cuivre.
[illegible] [illegible] le cuivre métallique
[illegible] [illegible]

50⁷100
30⁷Cuo

[illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] de cuivre économiquement.

464

Mdlle Lefranc
9 - rue Charlemagne

Mercure

Comme ~~il tout Fourcroy~~
partout. état de pureté altérations
volatilisation [illegible] des vases — cinabre; vermillon; dorure des
métaux — réflecteurs [illegible] de l'argent — thermomètres — baromètres —
grand pouvoir [illegible] en [illegible] —
vif argent [illegible] de l'argent [illegible] blanc [illegible]
comme les platines — liquide à temp. ordinaire — à −39,5 [illegible]
[illegible] — [illegible] en octaèdres [illegible] en cubes — [illegible]
[illegible] ~~[illegible]~~ [illegible]
inodore insipide très altérable — [illegible]
[illegible] Mercure de [illegible] à 0 dens = 13,598.
à −39,5 = D 14,391 — Faraday [illegible] par la [illegible]
à [illegible] 0. vapeurs. [illegible]
dans [illegible] comme [illegible]. à 50. vapeurs
[illegible] atmosphère plus élevée
de la [illegible] de [illegible] pour les doreurs.
Ébullition à +360°. Densité = 6,976. M. Millon
[illegible] q.q. métaux [76 sur q-q ~~[illegible]~~] [illegible] Ébullition du
[illegible] Ébullition — Hg [illegible] par la
distillation — [illegible]
[illegible]
[illegible]
[illegible]
[illegible]
[illegible]
une [illegible] mécanique

* corps grandissant... le mercure.
... aucun ... action. ... et
... ce. = HgO ... par Lavoisier.

Hg oxydé — Hg^2O. HgO —

Hg^2O ... au b. acides — ... a décolor. ... par
les produits de la décomposition. ... Guibourt. ... dans
... mercure — précipité noir ... Hg^2O — au
microscope ... Guibourt ... mélange de Hg et HgO.

HgO. précipité ... calcination ... du
mercure — ... calcination du
métal. ... HgO. précipité jaune de HgO ...
... calcination de ... mercure. ...
... du mercure —

jaune orangé — propriétés différentes —

HgO ... dans l'eau · agitation avec l'eau — ... précipitable
par H_2S. HgO ... Hg
décomposable ... à 400.

...ment — HgO

Sulfure de mercure — Hg^2S — HgS.

Hg^2S ... de mercure au minimum par H_2S ...
... à l'influence du mercure. q. q. chimistes ...
mélange de Hg et HgS.

HgS. ... principal de ... quand
devient vermillon — quand noir. même composition — propriétés physiques
différentes — rouge quand ... —

volatil peut [illegible] cependant [illegible] peut détoner quand
[illegible] dans ce temps [illegible] — Se [illegible] parfaitement à [illegible]
se chauffe avec vapeur d'eau : se réduit aussi parfaitement —
se [illegible] dans laboratoire [illegible]. Nous préparons [illegible]
[illegible] chimie — [illegible] 1 S et 2 Hg chauffe
[illegible] explosion perte de mercure — [illegible]
mercure HgS-S. chauffe [illegible] — HgS pas
réduit en poudre [illegible] rouge [illegible] réduit en poudre [illegible]
rouge — [illegible] — il faut préparer le sulfure
[illegible] pour le [illegible] — [illegible]
on prend 300 Hg 100 S 75 KO 400 Eau : dans une capsule
chauffe à 60 à 80° Hg attaqué = SK propose acide de S²K
que [illegible] mercure divisé. on obtient ainsi le
vermillon filtre et lave —

22 Juillet. Cours de Fremy

Iodures de mercure

Protoiodure — Hg²I [illegible] solution de mercure [illegible]
par iodure [illegible] précipité verdâtre protoiodure [illegible]
décomposé [illegible] biiodure d'un excès de réactif —
si en excès iodure. [illegible] biiodure —

Sesquiiodure — [illegible] de mercure par sesquiiodure de
potassium

Biiodure HgI — [illegible] mercure avec iode on [illegible]
combine après le mercure l'iode [illegible]
[illegible] — dissolution de mercure I Hg par
IK [illegible] biiodure [illegible] IK: [illegible]
[illegible] [illegible] complètement

HgI rouge friable — quand chauffé elle se volatilise. quand chauffé [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]

Sels de mercure au minimum

Sels de Hg^2O. obtenus facilement. [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] blancs, [illegible] [illegible] [illegible] [illegible], [illegible] [illegible] précipité caractéristique — [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] de potasse [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] de HCl ou chlorure. solution précipité blanc de [illegible] — précipité [illegible] [illegible] des autres précipité blanc. [illegible] [illegible] [illegible] car Hg^2Cl [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] AzO^5HgO pr. HCl. précipité [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] car AzO^5 [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] HCl

HS précipité noir

Cl Sn réduit les sels de mercure au minimum [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] de Hg —

Iodures précipités [illegible] de mercure au minimum

Chromates précipités [illegible]

[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] Hg au minimum

[illegible] [illegible] [illegible] Hg [illegible]

Ko [illegible] [illegible].

· [illegible] [illegible]

[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]

[illegible] Ko [illegible] [illegible] de HgO.

H_2S [illegible] — [illegible] [illegible]

[illegible] [illegible] (extractie)

Cl Br [illegible] de Hg [illegible]

Cl Hg - Cl [illegible] Cl Hg^2 [illegible] de Cl

[illegible] de Hg [illegible].

[illegible] HS. [illegible] [illegible] [illegible] —

Chromat [illegible] [illegible] [illegible] —

[illegible] [illegible] [illegible]

[illegible] [illegible]

HCl [illegible] [illegible]

[illegible] [illegible] [illegible]

Chlorura [illegible]

Cl Hg^2 [illegible] [illegible] Calomel

[illegible] [illegible] [illegible]

1º [illegible] Cl Hg [illegible] = Hg^2Cl.

2º [illegible] $SO^3 Hg^2O$ an Cl Na = $SO^3 NaO$ + Cl Hg^2

[illegible] [illegible] de Cl Hg^2

3º [illegible] [illegible]

[illegible] [illegible].

[illegible] [illegible] [illegible]

ces solutions appreciées tatonnées –
calomel se noircit exposé par [illegible] au ClHg
chlorure metallique
Soluble dans le chlore = HgCl.
Calomel [illegible] Hg_2Cl. soluble [illegible] de [illegible] l'eau

HgCl. sublimé corrosif
[illegible]
$SO^3\,HgO + Cl\,Na = Cl\,Hg + SO^3\,NaO$ [illegible]
[illegible]
[illegible] et [illegible]
[illegible]
des [illegible] ClHg. [illegible]
Soluble dans 20 Eau froide et 2 Eau bouillante.
cristallise [illegible] plus soluble
dans l'alcool que dans l'eau
[illegible] depot de Hg metallique
[illegible]
[illegible]
[illegible]
AzH^3 et ClHg [illegible]
[illegible]
$2ClHg + Az.H^3 = HCl + ClHg + AzH^2,\,Hg$. amidure de mercure
[illegible] $Hg\,Cl$

470

AzH³ et HgO. = 3HgO.AzH³ [U-tube sketch] courant AzH³ sur HgO à 90° combinaison

3HgO.AzH³ = 3H²O + Az²Hg³ azoture de mercure très fulminant.

sels peu importants

azotate de mercure. Hg ou oxyde dissous par AzO⁵ = AzO⁵HgO.

dans sulfate de mercure

Sulfate mercurique. SO³HgO ...

à +60° décomposition de ce sulfate ...

... jaune ... sulfate mercureux = SO³ 3(HgO)

grand nombre de sels ... décomposables par l'eau

dans il faut ... acide.

Dosage du mercure. action de ... de Hg.

peser le Hg précipité.

... Hg ...

métallique.

... [sketch] CHg + Cao; 260° Ho; H²O ...

sel de mercure décomposé ... à l'eau bouillante. - vapeur de mercure ... chauffé par l'eau.

Hg ... des métaux ... amalgame ...

... ...

... ...

... de quelques points

métallurgie ... mercure

clamesse au contact ceit a & transmide —

Cayenne

Wom actoust Taeps. byler Blom aedoarbs metany
modre conqued pur ecadulle — plator pu lom
mondoqeeb liron — alle cvanarmene a 1/10
iluior. Trs awgurud Ibez por faitement
uye anbloyle loupe aucdr edscix. — bremalleable
terrible fildn Pur PO2 Wople Wz lors lefooe —
Dorobn. M, 27 hr fadet 4, Sh 4. fou a Xe2e ardjon
crotablm in oclaste o cubes. Zalulis roano
repean aleuf brenee dun aronacardios —
gay lever a remque pu Ag re snidyerpenuo
cleaesse monflur ai centias de Lain —
suew clamesse daur un clacut. abosgalon de
fondr ou co qs ju an. a droupiraut deuo ox.
lequet sann laiden — pogue 24/o ids lu volume.
Ufaut pu Ag lais perfaitement por. Ti 20/0 de
lueon elapsed ullegraquall —
dyut oefrade nebetement luem degg. Ce vid it
ya projulion demetal —
lemelther desoberousde Ag ed AsOs fourstitam
Lex limjudd — poor Ag apprecialls ifum cluaffe
Oderabr nallgreesaequ AgOre

jusque dans metallurgie dans le chlorure par KO en explosion
donnant d'argent —

~~AgO~~ HS attaque l'argent. corps non inoffensif
après avoir pu retentissement de surface

Argent et oxygène
Trois oxydes. 2 qu'on connaît. Ag^2O bien établi
le plus important est AgO. — AgO
AgO^2.

Ag^2O peu stable. communication à l'acide de AgO oxydés
plus d'argent. Wanden comme métal argent métallique
et protoxyde.

Savant décomposition partielle dans des solutions très
étendues de nitrate d'argent

AgO base des énergiques reçue au HCO^3
avec des sels très neutres colorés. AgO neutralise
complètement AgO^3.

AgO s'obtient avec potasse précipitée
légèrement soluble dans l'eau à 1 : 00 à 1 : 0 / 100 —
décomposable facilement en Ag et O vers dessous
d'argent absorbé O par calcination —
il faut avoir d'argent réuni à propos l'outil préalable
Prenons les décomposés de O et métal — carbonate.
Formule de 93,11 argent équivalent de Ag 1351,607
6,89 oxygène —

Ag S. dans cuivre et de Pyrite. Minéral naturel
savant équivalent de Ag par 2 et crue Ag^2O —
un sulfure Ag^2S. convenable au protosulfure entre eux

[illegible] le minerai d'argent.
[illegible] utile [illegible] — 36°5' et Ag 68.3
Ag² 3 gr [illegible] Plomb. [illegible] propriétés générales des
[illegible] 10° et argent. [illegible]
[illegible] Ag [illegible] en partie [illegible]
[illegible] dans HS.

Chlorure d'argent : $ClAg^2$ ou $ClAg$
[illegible] — [illegible]
[illegible] par précipitation — [illegible]
et chlorure. [illegible] insoluble dans HO AzO^5
[illegible] ammoniaque. [illegible]
[illegible] — [illegible] dans [illegible]
AzO^5 [illegible] — soluble dans AzH^3 — [illegible]
[illegible] hyposulfites [illegible]
fusible à 260. [illegible] cornée — [illegible]
[illegible] : [illegible] $ClAg$
[illegible] H = ClH et Ag [illegible]
[illegible] — Chlorure [illegible] Cl SO³
[illegible]

[illegible] organiques [illegible] $ClAg$. [illegible]
[illegible] le chlore [illegible]
[illegible]
$ClAg$ et KO dans [illegible]
= ClK et Ag. HO. [illegible]
[illegible]

réductible par bien plusieurs de la réduction [illegible]
[illegible] non volatile [illegible] [illegible] de chlore —
décomposition [illegible] pas d'autres pays [illegible]
[illegible] le chlorure d'argent. [illegible] —
L'opéré avec chlorure d'argent .. [illegible] reproduction des
images [illegible] de la chambre noire —

24 Juillet — alliages d'argent.

monnaie	argent — cuivre —	900 100	1000
monnaie de billon	argent — cuivre —	200 800	1000
Couverts d'argent	argent cuivre	950 50	1000
bijoux	argent — cuivre —	800 200	1000

alliages d'or —

monnaie	or — cuivre —	900 100	1000

bijoux	or — 750	— 840	— 920
	cuivre 250	— 160	280
	1000	1000	1000

24 Juillet. Iodure d'argent
peut se préparer par double décomposition. insoluble dans
l'eau. [illegible] [illegible] [illegible] chlorure [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] décomposition

ammoniure d'argent.
sur d'argent en contact avec l'ammoniaque — $AgO + AzH^3$
[illegible] admettre combinaison [illegible] oxide
d'argent acide et ammoniaque base... [illegible]. un équivalent
d'ammoniaque [illegible] $AzH^4 Az + H^2$ [illegible] d'argent [illegible]
alors détonant avec explosion d'explosion [illegible]
oxide oxygène [illegible] des métaux
métal d'argent — [illegible] — [illegible]
dissolution [illegible] Ag dans acide nitrique [illegible]
[illegible] nécessaire
[illegible] Ag. [illegible] alliage [illegible] AgO
[illegible] AgO et CuO [illegible]
[illegible] de dissolution. AgO plus [illegible]
[illegible] CuO [illegible]
[illegible]
[illegible] Ago.
[illegible] à 700°. [illegible] d'argent [illegible]
[illegible] — [illegible]
[illegible]
[illegible] dissolution [illegible]
[illegible] d'argent est pur
AgOSAgO [illegible]
[illegible] d'argent [illegible] dans une
[illegible] —

décomposable par la chaleur donne argent métallique.
avec les matières organiques prennent désignation
dans petit ... mesure entre en FK
employé pour la marque du linge — les flacons
qui le renferment sont noirs. elles teintent. action
de la lumière et de matières
organiques — AgO rendrait noirs de la ... aussi
est il employé comme caustique.

Sulfate d'argent SO^3AgO.
peu soluble dans l'eau aiguilles blanches de
sulfate d'argent. M. ... l'emploie dans la
préparation de HCl pur ... chlorure de
baryum en excès — $ClBa + SO^3AgO = ClAg + SO^3BaO$.
Sel d'argent ... blancs ... quand ... par ... se
... métallique. KO et NaO précipité olive de AgO.
... par ... entre de chlorures
HS. précipite noir. (Ag métallique décompose HS)

Chromate d'argent. précipité de chromate d'argent
... — ... par ... précipitent
... quand ... précipite blanc ...
par ... ...
... de ... à ... d'Ag
métaux précipitent précipitant Ag. Hg dans
solution d'argent ... aiguilles d'Ag amalgamé
... arbre de Diane

Métallurgie —

[illegible] alliage
de Pb et Ag. [illegible] la coupellation.
PbO [illegible] pores [illegible]
[illegible]

en Amérique du Sud [illegible] argent. procédé [illegible]
[illegible] vers 1500 par un Espagnol
[illegible] d'argent [illegible]
[illegible]
S Ag [illegible] Ag — [illegible]
[illegible]
[illegible]. S Ag [illegible] Cl Na [illegible] SO^3 CuO.
et Ag. — Cl Na [illegible] S Ag
[illegible] SO^3 CuO. = Cl Cu + SO^3 NaO
Cl Cu agit sur S Ag. — Cl Cu + S Ag = Cl Ag + S Cu
[illegible] — Cl Ag [illegible] chlorure
[illegible] mercure
Cl Ag [illegible] Ag —
[illegible]
[illegible] amalgame [illegible] amalgame [illegible]
[illegible] mercure [illegible]

Or

[illegible] chimique
[illegible] avec les métalloïdes
[illegible]
[illegible]
blende et galène

478 [illegible] les [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] de [illegible] [illegible]. —
[illegible] par [illegible] les acides — [illegible]
[illegible] par les acides il [illegible] [illegible]
(C[illegible]As O[illegible]) jaune [illegible] avec le [illegible] il [illegible] en
toute [illegible] [illegible] par [illegible] [illegible] il [illegible]
[illegible] [illegible] — [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] les [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] — quand [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] — 0,005 ne peuvent [illegible] une
[illegible] de [illegible] [illegible] — [illegible] [illegible]
[illegible] de 0,002 [illegible] [illegible] [illegible] 1000.
[illegible] à 32 [illegible] [illegible] [illegible] quand on
[illegible] [illegible] — [illegible]. Dans les [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] de l'état [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible]. —
[illegible] [illegible] à [illegible] le [illegible]. [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible]. [illegible] [illegible] [illegible]
~~[illegible]~~ [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] une belle teinte [illegible] —
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible]. [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] ~~[illegible]~~ ...

= 1240,015

Au²O [illegible] [illegible] [illegible] dans [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
$ClAu^2$ ou Au. = $ClH + Au^2O$ –

Au^2O^3 [illegible] [illegible] Au^2Cl^3. [illegible]
[illegible] [illegible]. [illegible] Au^2O. [illegible]
[illegible] [illegible] – [illegible] de Au^2O^3 [illegible]
[illegible] avec Au^2O^3 [illegible] [illegible] [illegible] –
Au^2O^3 [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] = Au et O – [illegible]
[illegible] – par ClO^2 ([illegible]) = Cl^2O^5

Au^2O et HCl = [illegible] [illegible]
et [illegible] [illegible] et [illegible] [illegible]
[illegible] = Au^2Cl^3 [illegible] [illegible]
= $ClAu^2$ – [illegible]. [illegible] ([illegible])
[illegible] [illegible] en Cl + Au
[illegible] Au^2Cl^3 [illegible] [illegible]
= Au^2Cl^3 + HCl. [illegible] [illegible] HCl et
[illegible] [illegible] Au^2Cl^3. [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible]. [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
ClH. = Au^2Cl [illegible] [illegible] = Au + Cl
[illegible] pour [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] – [illegible]
grand nombre de corps [illegible] – H. [illegible]
[illegible] [illegible] –

480

Cr. Ph. [illegible] [illegible] ~~[illegible]~~

quelques heures. Alors [illegible] le dissolvant — ~~[illegible]~~ [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] or [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] dépôt d'or métallique —

[illegible] [illegible] de [illegible] et [illegible] [illegible] de ce métal [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] dépôt d'or métallique

Cl Sn · [illegible] précipité du ~~[illegible]~~ [illegible] [illegible] pourpre de Cassius — mélange de SnO^2 et Au métallique [illegible] [illegible] [illegible] le pourpre de Cassius [illegible] $3(SnO^2), Au^2O$

Sels d'or [illegible] [illegible]

Analyse d'argent et cuivre

Depuis longtemps [illegible] [illegible] coupellations très anciennement connu — Si donc une coupelle [illegible] [illegible] [illegible] alors d'argent et cuivre [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] Ag [illegible]. PbO [illegible] [illegible] [illegible] coupelle [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] coupelle — coupelle [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]

7 Pb pour 1 alliage puis alors d'argent et cuivre ~~[illegible]~~ [illegible] [illegible] dans la coupelle [illegible] le Pb [illegible]

[illegible] alliage [illegible] dissolution — [illegible] de Pb [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] le phénomène
[illegible] [illegible] — le PbO [illegible] [illegible]
métallique [illegible] [illegible] — [illegible]
ébullition · [illegible] le phénomène [illegible]
[illegible] est terminé · et alors [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] — [illegible]
[illegible] pour [illegible] [illegible] · et
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] · [illegible]
[illegible] [illegible] —
preuve de [illegible] [illegible]
preuve [illegible] [illegible] par [illegible]
employant dissolutions titrées de Cl Ag —
après dissolution AgO AzO5 [illegible] —
[illegible] [illegible] précipitation complète de
AgO par Cl Na — [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
employ. dissolution titrée de Cl Na — employé dans
[illegible] [illegible] d'alliage ..
de dissolution [illegible] [illegible] représentant 1 gr d'argent.
1 [illegible] de [illegible] de Cl Na [illegible] [illegible] 5 HO
[illegible] [illegible] de [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] 2 — [illegible] dissolution [illegible] 1000 Ag
solution [illegible] d'argent — [illegible] [illegible]
1 gr d'argent [illegible] dans AzO5

482

26 Juillet. L. L. L. Paul Blondeau Paul Blondeau

analyse des alliages de cuivre et de
traitement par AzO les résidus au insoluble
il faut mettre ces en contact avec grande quantité au métal
attaquable par AzO. on mélange avec [illegible] (3 parties)
et alors tout le cuivre était complètement dissous [illegible]
les pro et la différence [illegible] de cuivre L.
[illegible] par essai l'alliage approximativement. Divers métalliques [illegible]
par acide [illegible] changement de teinte [illegible]
[illegible] changement [illegible]. Or par
acide employé [illegible] de touche est. mélange [illegible]
[illegible] et [illegible]

après le mélange d'alliage et argent dans un coupelle entièrement
[illegible] fondu [illegible] métalliques de [illegible]
argent. [illegible] mélange dans coupelle bullendeau
en emportant l'argent [illegible]
[illegible] métallique [illegible]

Procédés de dosage
grand nombre de procédés [illegible] des alliages [illegible]
de [illegible].
[illegible] par [illegible]
procédés.

alliage de cuivre soumis à la [illegible] dissolution
[illegible] s'il fallait [illegible] l'alliage parfaitement
métallique [illegible] on a employé les corps gras
[illegible] l'alliage [illegible]
on la [illegible]. plonger dans solution 80° à 90° acide.
[illegible] l'alliage est [illegible] dans mélange
80° AzO [illegible]
[illegible] d'[illegible] dans cela [illegible]

de +60° à +80 puis on met ... le ...

779gr ... par 746 gr ... A 20 ... opérations

alternatives ... par le carbonate de potasse égales

en ... 2 kilo ½ ... uniforme

... de potasse ... le ... très

longtemps 2 à 3 heur.

le alliage ... suivies immédiatement

... ... cette ... solide

0,027 ... alliage

Procédé électrique ... courant

électrique ... positif et une négative

positif. ... aucun autre

métallique ... Cl ... -

... les ... dans

... potassium - ... du chlorure

... potassium

Chlorure double ... et sodium

... potassium

... par le ...

100 ... potassium 1 ... des ...

... ...

Il faut ... parfaitement ...

... une ...

... de la température. ...

+50° ... 12° ... proportionnelle ...

... de température

sur de Ruoltz opérer la dissolution des cyanures [illegible] en pole positif en dessous le [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] métallique

[illegible] [illegible] les [illegible] en ~~[illegible]~~ [illegible] [illegible] dans de l'eau [illegible] [illegible] ~~[illegible]~~

[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]

Galvanoplastie – [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] conducteur [illegible] [illegible] ~~[illegible]~~ [illegible] [illegible] [illegible] bois [illegible] –

[illegible] [illegible] [illegible] –

Platine

[illegible] [illegible] comme [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]

[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] = [illegible] [illegible] 0,001 [illegible] [illegible] [illegible] 120 [illegible] Densité = 21,5 [illegible] [illegible] 22 – [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]

Wollaston a donné procédé de [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] platine

[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] ;

wnyrouiio un louvred — por cleauepu detdonouw
dueauvoupis por. pulu menatalori quarul. on
laner . loes nuns
eualb. alle a boir meme a lez bu hans Dayemba
cualbqualb par bs cuidon . albpuall pulaucanedym
alle acun entaini quoutde s'agent.
Reber on aran forzi acuum adan ards ezy
si en fils - avans cessi et qel ends metarq goze
lreudon aprovuit onz o dabla por buaflamms
nevau o Walum .. peur de avr de Walum
bedrise jon on aitaze detdnait .. altdnetlins
urbuh enaiduratment.
aue uesfaux c laccaue enlmiaen adalum -
carbaureen inuudeaz -
dleabrattaurem a Salum - avans arbalum
artour pour la ratame.
albpuall aeun pobatlun metan preuayslemm
detheiaue regaeeru clud aze. ue Wonsraull.
Sufer . Ressepber attauen artalum
Locus commi. $Pt.\ O.\ —\ Pt\ O^2$
Salcam eubuer louteus Ovobectelora e Stalm
quen aleut — aeorfeube quettalaluan —
quatum de Pt — 1937 R
PtO^2 pure de acuarbr comme avec A combore
Ropo cuarorporam Gyalural Rasende adolum
au alum —

486 [illegible] PtCl — PtCl

[illegible]

PtCl [illegible]

[illegible]

[illegible] — AsH3 [illegible]

[illegible]

PtCl — [illegible] Pt pour [illegible]

[illegible]

[illegible]

[illegible]

[illegible]

[illegible] et [illegible]

[illegible] (Gayetin).

[illegible] PtCl AsH3 = [illegible] PtCl² PtCl AsH3

[illegible]

[illegible] PtCl AsH3 [illegible] PtCl² [illegible]

[illegible]

PtCl² [illegible] PtO [illegible]

[illegible]

[illegible]

[illegible]

AsH3 et PtO [illegible]

= PtO AsH3 [illegible]

sur avoir [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] : [illegible] PtAz H,O [illegible]
[illegible] PtAzH,O [illegible] AzH = PtO [illegible] —
[illegible] [illegible] [illegible] combinaison [illegible]
[illegible] produire des [illegible] : carbonate [illegible]
bicarbonate.

[illegible] [illegible] de [illegible]

[illegible] [illegible] [illegible] — [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] le [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible].
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible].

HS et [illegible] de Pt [illegible] [illegible] —
[illegible] [illegible] [illegible] de [illegible].
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] de [illegible]
[illegible] ([illegible]) [illegible] [illegible] et [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] ; 0,0020 —
le [illegible] [illegible] [illegible] 0,0020.

[illegible] [illegible] le [illegible] · [illegible] [illegible]
[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] AtSi Cr. Ti [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] Hg [illegible]
[illegible] Pt. Rh: Pall: Os. Ir:
[illegible] [illegible] [illegible] — [illegible] [illegible] [illegible]
[illegible] — [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]

[illegible] [illegible] ~~[illegible]~~ [illegible] Osmium-Iridium,

[illegible] [illegible] $PtCl_2$ [illegible] [illegible] per.

HCl NO_5 [illegible] a chlorür [illegible] $PtCl$ AzH^3 a

[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] Ruthenium [illegible]

[illegible] [illegible] [illegible] Iridium. [illegible] per [illegible]

[illegible] [illegible] a [illegible] de Ruthen.

Palladium [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]

[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]

[illegible] [illegible]. [illegible] [illegible] [illegible]

Palladium. [illegible] [illegible]

Rhodium. [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]

[illegible]. [illegible] Palladium [illegible] [illegible]

[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]

Rhodium

Osmium-Iridium. [illegible] [illegible] [illegible]

[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] Os et Ird.

2 [illegible] - [illegible] Iridium ;

(Os O₄ Ko)

[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]

[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] [illegible]

[illegible] [illegible] ;

[illegible] [illegible] [illegible] [illegible] Chlor-Iridium

[illegible] [illegible] [illegible] [illegible].

Osmium : [illegible]
[illegible]

Osmium équivalent 19, 2421
oxydes OsO. protoxide
OsO^2 bioxyde
OsO^3 tritoxide acide osmieux
OsO^4 acide osmique.

Iridium — équivalent 11,772..
oxydes — IrO.
Ir^2O^3 sesquioxide
IrO^2 bioxide
IrO^3 tritoxide.

Palladium équivalent 66,189.
oxydes — PdO protoxide
PdO^2 bioxide

Rhodium — équivalent 12,028.
oxydes RhO. protoxyde inconnu
Rh^2O^3 sesquioxide
oxydes salins { Rh^3O^4 / Rh^4O^6 }

1er Epreuv. en chauffant
pour recherch. les sels
solubles

2° traiter directi. par
l'acide chlor: pour pou.
recherch. le carb. de chaux

3°. faire deux épreuves
+
répéter cette opération
à part pour recherch.
la présence
du fer.

4°. traiter la solution
d'acide hydrochl: pour
reconn: la quantité
de chaux dissoute

:

+ et recherch. l'alumin